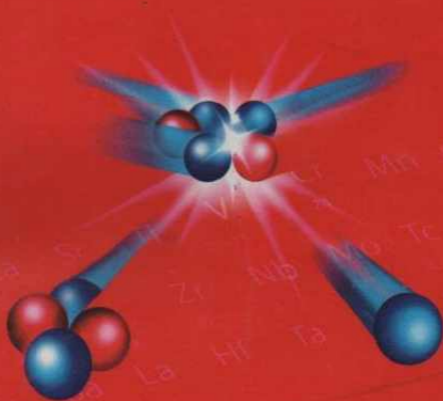


QUÍMICA

ANÁLISIS DE PRINCIPIOS Y APLICACIONES

TOMO I



BREVE HISTORIA DE LA QUÍMICA

Es importante tener en cuenta, que la química, como toda ciencia experimental, se presenta bajo el doble aspecto de hechos y de teorías. Si los hechos observados no se sistematizan e interpretan a base de teorías, o si éstas no se confrontan con los hechos, esto es, si los hechos y teorías no se complementan, los hechos llegan a formar tan sólo artes y oficios empíricos, y las teorías constituyen elucubraciones cerebrales con muy poca realidad y sentido. El complemento perfecto de hechos y teorías sólo se logra con el método científico.

La historia de la química, es en realidad la historia del lento desarrollo del pensamiento científico y de los rápidos resultados conseguidos después de la aplicación del método científico al estudio de la materia. Está relacionado íntimamente con la bella historia de la humanidad, comienza probablemente con el descubrimiento del fuego por parte del hombre primitivo.

Si la química es tan antigua, ¿por qué no tuvo un desarrollo paralelo a las demás ciencias como la física, astronomía o la matemática por ejemplo?

Podemos atribuir básicamente a tres causas: (1) concepciones dogmáticas y erróneas respecto a la naturaleza, especialmente en cuanto a la estructura interna de la materia sostenida por Aristóteles y sus seguidores (durante más de veinte siglos), (2) los intereses mezquinos de la mayoría de los alquimistas, y (3) la teoría del flogisto. Desde luego trataremos cada una de ellas.

¿Para qué estudiar la historia de la química?

Su estudio es muy importante, puesto que nos familiariza con las reflexiones especulativas y hechos de los grandes químicos del pasado, y nos permite valorar en su verdadera magnitud el progreso actual de esta bella ciencia, y además para emular las acciones positivas de estos personajes mediante la práctica constante, para contribuir a su desarrollo.

En el largo y constante esfuerzo humano para interpretar, y en cierto modo, dirigir los fenómenos naturales, las ideas han sido y seguirán siendo siempre más poderosas que la simple habilidad técnica.

No está en la naturaleza de las cosas que el hombre realice un descubrimiento súbito e inesperado; la ciencia avanza paso a paso y cada hombre depende del trabajo de sus predecesores.

Sir Ernest Rutherford (1 871 - 1 937)

Trataremos a continuación un resumen breve de la historia de la química.

1. ÉPOCA PRIMITIVA

Muy probablemente, la química se inicia con el descubrimiento del fuego por el hombre, se fue perfeccionando con la práctica constante de artes y oficios prácticos del hombre primitivo. A esta conclusión se llega por los materiales usados por él y encontrados en los restos de las civilizaciones antiguas desaparecidas. En las excavaciones hechas en tumbas y zonas arqueológicas han puesto al descubierto trabajos en oro, plata, cobre, hierro y bronce, alfarería o trabajo de arcilla, vidrio y hermosos tintes y pinturas.

Así por ejemplo los antiguos egipcios (aproximadamente 5 000 años a.n.e.) preparaban tintes a base de pigmentos naturales, conocieron los esmaltes, los cosméticos y el arte de embalsamar cadáveres. Usando ceniza y grasas animales fabricaban jabón. Realizaron excelentes trabajos en oro, plata, cobre y bronce. Utilizaron ampliamente el cuero, lana, algodón y lino, que sabían blanquear y teñir.

En la antigua china se conoció la técnica de la fabricación en porcelana, descubrieron el salitre e inventaron la pólvora.

En el Perú preincaico se conocía la cerámica decorada, teñido de fibras textiles, embalsamar cadáveres, metalurgia del oro y plata, etc.

Pero todas estas prácticas eran fundamentalmente empíricas y no constituían una ciencia ni siquiera en forma rudimentaria.

Para las civilizaciones antiguas, la metalurgia fue más que una técnica un arte sagrado encomendado a los sacerdotes. Los metales obtenidos del interior de la tierra, concebida como un Dios, fueron relacionados con el Sol y los planetas: el oro al Sol, la plata a la Luna, el cobre a Venus, el hierro a Marte, el estaño al Júpiter, el plomo a Saturno y el mercurio a Mercurio. Los antiguos veían en el número siete una manifestación de carácter universal, y así conocían siete planetas, siete metales, las siete bocas del Nilo, las siete estrellas del carro de David, los siete días de la semana, etc.

Esta extraña y singular clasificación de los metales se mantuvo durante siglos, y aunque nuevos metales fueron conocidos se consideraban necesariamente como uno de ellos. Incluso en el siglo XVI se aceptaba que había muchas clases de oro, como las había de peras o manzanas. Los siete metales indicados, el carbón y el azufre, eran los únicos elementos conocidos hasta el principio de nuestra era.

2. CONCEPCIONES FILOSÓFICAS ANTIGUAS

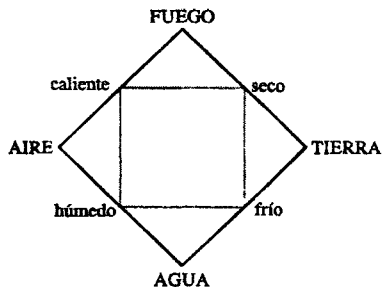
Aproximadamente, en el siglo VI a.n.e surgió en Grecia un movimiento intelectual encabezado por grandes filósofos de la Grecia antigua, quienes especularon sobre el mundo y sobre la naturaleza de la materia, y plantearon soluciones sobre grandes cuestiones de la ciencia, como por ejemplo

¿De qué está constituida la materia?

La respuesta fue en base a un principio de origen permanente llamado elemento: para Tales de Mileto (aproximadamente 624 - 565 a.n.e) era el agua, para Anaxímenes (aproximadamente 585-524 a.n.e era el aire y Heráclito afirmaba el fuego. Posteriormente, Empédocles (alrededor de 500 - 430 a.n.e) aceptó los elementos de sus antecesores, a los que agregó uno más, la tierra. Por lo tanto el mundo material estaría formado por cuatro elementos: tierra, aire, fuego y agua, que explicaba a las cuatro cualidades

(calor, frío, humedad y sequedad), el aire era caliente y húmedo, al fuego era caliente y seco, el agua fría y húmeda, la tierra fría y seca. Además, Empédocles agregó dos fuerzas cósmicas, el amor y el odio, que son las raíces de todas las cosas. Esta teoría fue aceptada por Aristóteles (384 - 322 a.n.e), el más grande pensador griego y un infatigable escritor cuyo poder y autoridad hizo que perdurase esta teoría durante unos dos mil años o veinte siglos.

Casi en la misma época, los filósofos griegos, Leucipo y su discípulo Demócrito (460 - 370 a.n.e) sostenían la materia formada por pequeñas partículas (invisibles, indivisibles, eternas e indestructibles) llamados átomos, el ser, y de vacío, el no ser, resultante de los intersticios entre aquéllos, y permitiendo su movimiento. Los átomos son de la misma naturaleza pero difieren en forma, por el orden en que están colocados en el cuerpo, por su posición y por su magnitud.



Representación griega del mundo material mediante cuatro elementos: tierra, aire, fuego y agua. Según Aristóteles, estos elementos es el resultado de las combinaciones de pares de propiedades o cualidades de la materia.

Esta concepción guarda una estrecha relación con las teorías científicas actuales, pero lamentablemente sus seguidores encontraron una tenaz resistencia por parte de la teoría Aristotélica, por la que no se desarrolló estas brillantes ideas respecto a la composición de la materia. El atomismo de Demócrito, expuesto en forma brillante en el inmortal poema *De rerum Natura* del romano Lucrecio, está construido por conceptos filosóficos, y recién en 1677 en que Robert Boyle lo establece y John Dalton en 1803 lo desarrolla para explicar ciertas leyes de las combinaciones químicas, que son el resultado de las observaciones científicas.

"Hemos convenido en que existe lo dulce y lo amargo, el calor y el frío, el amor y el odio, y según esta convención existe el orden. En realidad existen los átomos y el vacío."

Demócrito (460 - 370 a.n.e)

A partir del año 300 a.n.e la ciencia griega se desplaza a Alejandría, cuna de grandes matemáticos y astrónomos.

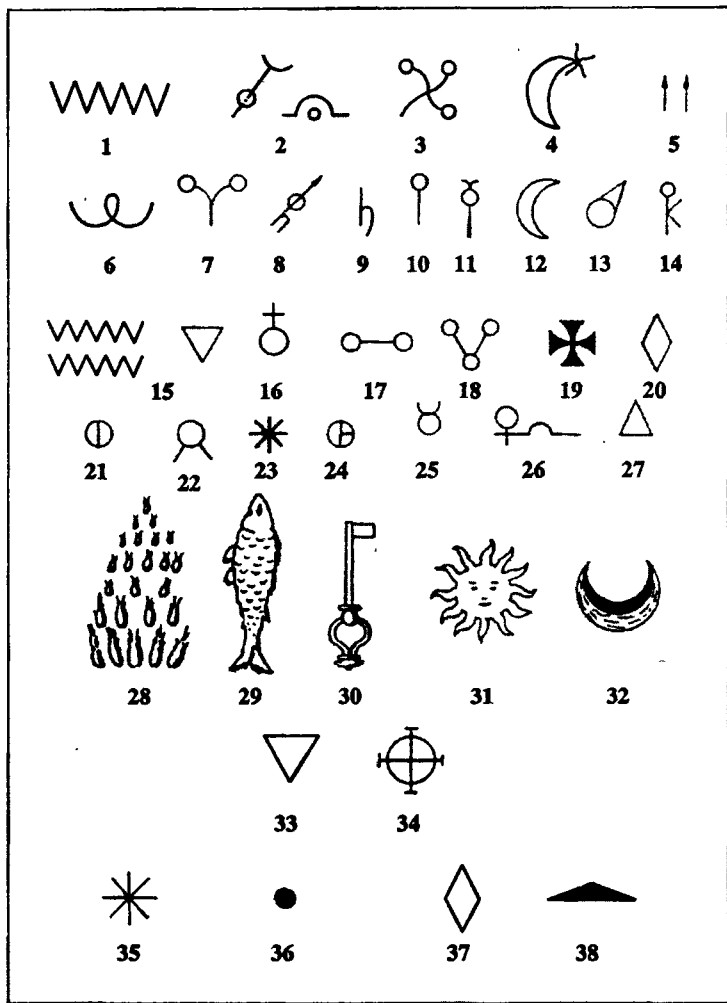
Aproximadamente en el siglo II a.n.e, las ideas científicas llegaron a Roma. Los romanos no desarrollaron estas ideas porque dieron mayor importancia a asuntos militares, políticos y económicos.

3. LA ALQUIMIA

El término alquimia procede del árabe "alkimiya", derivado a su vez del griego Khemeia (que significa el jugo de una planta). Se llamaron alquimistas a los antiguos personajes, precursores de los químicos modernos. La alquimia tuvo mayor auge durante la Edad Media. Los conocimientos químicos aprendidos de los egipcios y las ideas filosóficas heredadas de los antiguos a través de la Escuela Alejandrina dieron a la alquimia en manos de los árabes y después en toda Europa, una significación especial.

A los alquimistas árabes del siglo VIII y IX, Jabir ibn Hayyan y Rhazes se debe la teoría de que los metales están formados por dos cualidades - principios comunes: el mercurio, que representaba el carácter metálico y la volatilidad, y el azufre que poseía la propiedad de combustibilidad. Luego se sumó un tercer elemento, la sal, que tenía la propiedad de la solidez y la solubilidad. En base a estos tres elementos llamados "tría prima" era posible todo tipo de transformaciones de una sustancia a otra (lo que hoy se llama reacción química). La obsesión de los alquimistas en un primer momento fue la búsqueda de la "piedra filosofal", material que permitiría convertir cualquier metal, como por ejemplo el plomo o el hierro en oro. Ya en el siglo XIII se extendió el objetivo de la alquimia que fue la búsqueda del "elixir filosofal o de larga vida", el cual debía eliminar la enfermedad, devolver la juventud, prolongar la vida e incluso asegurar la inmortalidad.

La práctica de la alquimia fue secreta debido a los hombres que la relacionaban con la magia y la causa de Dios, pues los alquimistas se creían los elegidos para ser depositarios de la verdad y por ello no debían divulgar sus conocimientos. Sus apuntes lo realizaban en un lenguaje hermético, describiendo más bien operaciones que hechos y haciendo uso de signos y símbolos. Así por ejemplo, un dragón que se muerde la cola es la imagen de la unidad de la materia, un pájaro que levanta el vuelo es la sublimación, un pájaro que desciende a tierra es la precipitación, una ballena simboliza el agua, un águila el aire, un dragón el fuego, un toro a la tierra, etc.



Símbolos alquimistas contenidos en manuscritos antiguos griegos (1 al 14); en manuscritos medievales y en libros de principios del siglo XVII (15 a 27); en un manuscrito de la Alemania Baja, de principios del siglo XVIII (28 a 32). Símbolos alquimistas utilizados por Lavoisier (33 y 34) y por Dalton (35 a 38): 1, agua; 2, vapor de agua; 3, sal; 4, yeso; 5, rocas; 6, azufre; 7, arsénico; 8, hierro; 9, plomo; 10, cobre; 11 estaño y también mercurio; 12, plata; 13, oro; 14, cobre calcinado; 15, dos símbolos del agua; 16, antimonio; 17, arsénico; 18, espíritu de vino; 19, vinagre; 20, jabón; 21, salitre; 22, álcali; 23, sal amoníaco; 24, vitriolo; 25, mercurio; 26, sublimado corrosivo; 27, fuego; 28, azufre; 29, mercurio; 30, sal común; 31, sal amoníaco; 32, salitre; 33 y 34, agua; 35, vapor de agua; 36, nitrógeno; 37, oxígeno; 38 dióxido de carbono.

Los alquimistas aportaron el término **elemento** a la química. El desarrollo de la noción de elemento en el sentido químico fue uno de los puntos claves en el nacimiento de ésta como ciencia, sustituyendo a la antigua alquimia. También produjeron indudables progresos a la química del laboratorio, puesto que prepararon un gran número de nuevas sustancias, perfeccionaron muchos aparatos útiles y desarrollaron técnicas que constituyen la base de la subsiguiente investigación.

Entre los alquimistas árabes de gran renombre figuran **Geber** (Abou Moussah Dlafar al Sofi Geber), escribió numerosas obras y entre ellas la **Summa perfectionis**, el tratado de química más antiguo que se conoce. **Rhazes** o **Razes** (siglo X), **Avicena** (siglo XI), muy famoso como alquimista, filósofo, astrónomo, matemático y médico, y **Averroes** (siglo XII) que influyó en el pensamiento medieval. Se atribuye a los alquimistas árabes el descubrimiento de sal amoniacal, el aceite de vitriolo (H_2SO_4), el agua fuerte (HNO_3), el agua regia (mezcla de HCl y HNO_3), muchos compuestos de mercurio y arsénico, y la preparación del espíritu de vino (etanol).

Entre los alquimistas de occidente de gran importancia por sus descubrimientos y teorías, tenemos a **San Alberto Magno** (1206 - 1280) llamado **Doctor Universal**, considerado el Aristóteles de la Edad Media, preparó la potasa cáustica (KOH), establece la composición del cinabrio (SnS), señala el efecto del calor sobre el azufre utilizando por primera vez el término **afinidad** en el sentido químico que se conoce. Explica la preparación del minio (Pb_3O_4), acetato de cobre y plomo. En su tratado de **De Alchimia** deslinda y ataca frontalmente la ciencia secreta practicada por algunos alquimistas, especialmente a los charlatanes fraudulentos que falseaban el oro y la plata en beneficio propio, y expone las condiciones que debe reunir un alquimista, y que en gran parte corresponde a los químicos modernos. **Roger Bacon** (1214 - 1294), en su obra **Speculum Alchimiae** sostiene que hay un aire que es el alimento del fuego y otro que lo apaga. Difunde el empleo de la pólvora, además practicaba la experimentación y combatió con tesón a Aristóteles. También realizó trabajos notables en el campo de la óptica. **Santo Tomás de Aquino** (1225 - 1274) llamado comúnmente **Doctor Angélico**, escribió un tratado sobre la esencia de los minerales y otro sobre la piedra filosofal. **Raimundo Lulio** (1235 - 1315), llamado **Doctor iluminado**, escribió muchas obras y prestó mucha atención sobre los productos volátiles de la descomposición de los cuerpos.



Geber (siglo VIII), alquimista árabe

4. QUÍMICA MEDICINAL O IATROQUÍMICA

Ante el fracaso de lograr la piedra filosofal y el elixir de larga vida, y ante el surgimiento de mucha charlatanería y engaño, la práctica de la alquimia llegó en cierto momento a ser prohibido por reyes y papas. Entonces los esfuerzos se enfocaron hacia la preparación de medicinas para curar las enfermedades corporales de la humanidad.

La iatroquímica, tuvo su paladín más destacado en **Paracelso** (Felipo Aureolo Teofrasto Bombast de Hohenheim), médico suizo, alquimista y profesor, que atacó las creencias y prácticas médicas de su época con lenguaje sarcástico e hiriente pluma; efectuó experimentos para encontrar remedios químicos específicos contra enfermedades específicas y tuvo mucho éxito.



*Paracelso (1493 - 1541)
alquimista y médico suizo.*

Paracelso fue el primero que utilizó el opio por sus propiedades medicinales, y los compuestos de hierro, mercurio y arsénico que administró, todavía figuran en las farmacopeas actuales. Se reconoce a Paracelso como el primer profesional verdadero de la medicina química. Desde entonces la química ha sido siempre un aspecto importante de la educación y práctica médica.

Georg Agrícola (1496 - 1555), médico sajón, en su obra *De Re Metallica* expone en forma clara, todos los conocimientos metalúrgicos de su época, y en la que se manifiestan preocupaciones de químico y de ingeniero. La metalurgia había adquirido en esta época, un gran desarrollo, lo que condujo a una fabricación industrial de ácidos y a practicar el ensayo de minerales, se inició así el análisis químico.

Entre los seguidores de Paracelso, citaremos a **Libavius** (1540 - 1616), médico alemán que preparó cloruro estannico (SnCl_4), estudió los fundentes utilizados en metalurgia y obtuvo muchos medicamentos. **Van Helmont** (1577 - 1644), médico belga, estudió con mucho cuidado y entusiasmo el crecimiento de una planta y rechaza categóricamente a los elementos Aristotélicos, inventó el término **gas** y estudió el gas silvestre (gas carbónico, CO_2). **Lemery** (1645 - 1715) que en su voluminosa obra *Cours de Chymie* describe las distintas operaciones de la química.



Un médico alemán del siglo XVI consultando a un iatroquímico acerca de una pócima curativa que se está destilando. Tal fue el comienzo de la actual relación entre farmacéutico y médico.

5. ADELANTOS TÉCNICOS DE LA ALQUIMIA

Según el químico J.B Dumas (siglo XIX): "La ciencia de la química nació en el torno del alfarero, en el taller del vidriero, en la forja del herrero, y en el salón del perfumista". Sin embargo, cada una de estas técnicas ingeniosas no habrían existido, si es que, los alquimistas no lo hubiesen perfeccionado con el tiempo. Aquí, valga la famosa afirmación de E. Rutherford: "No está en la naturaleza de las cosas que el hombre realice un descubrimiento súbito e inesperado; la ciencia avanza paso a paso y cada hombre depende del trabajo de sus predecesores".

Los alquimistas, con la finalidad de obtener sus metas máximas (piedra filosofal y el elixir de la eterna vida), durante muchos siglos, trataron toda clase de materiales (metales, minerales, vegetales, carne, pelo, plumas, huesos, esencias y excremento), con toda clase de procedimientos técnicos (calcinación, sublimación, fermentación, amalgamación, reverberación, rectificación, filtración, etc.). Para ello usaron una amplia variedad de equipos rudimentarios que fueron ideando a medida de sus necesidades.



A la práctica de la alquimia se dedicaron casi toda una familia, padres, hijos y parientes. Mezclaron todo tipo de materias en busca de sus metas máximas (piedra filosofal y el elixir de la eterna vida).

Muchos de sus rústicos aparatos se han ido perfeccionando hasta convertirse en aparatos o piezas que son hoy día parte de los elaborados instrumentos de laboratorio y de complejos aparatos industriales. La destilación era uno de los procedimientos más utilizados por los alquimistas y el apartado básico fue el alambique. Aun hoy, la destilación es la operación unitaria de mayor importancia en la industria química y la más importante técnica de separación en el laboratorio de investigación.

Entre los instrumentos de laboratorio más utilizados fueron la balanza, el mortero, el horno, el embudo, tenazas, el crisol y los matraces.

Así pues, la alquimia, al margen de sus relaciones con imágenes de magia y fraude, de místicos encantos y misteriosos simbolismos, aportó enormemente en el desarrollo de las técnicas y dispositivos químicos para el estudio de la naturaleza de la materia.



Algunos instrumentos y materiales que usaron los alquimistas del siglo XVI. Se observa la balanza, los hornos y el fuelle, el mortero y el pistilo, las tenazas, los embudos, el mazo y la lanza, las retortas, el crisol y los matraces. Ya perfeccionados, continúan siendo artículos importantes de la moderna tecnología e investigación química.

6. RENACIMIENTO CIENTÍFICO

El Renacimiento, primero en el campo de la literatura y después en el de las artes, pasó pronto al pensamiento científico, y al unirse observación y teoría se inicia la ciencia experimental que sustituye a las especulaciones filosóficas de la Edad Media. **Leonard de Vinci** (1452 - 1519) es el encargado de introducir, los principios de Renacimiento en los dominios científicos. Le sigue **Francisco Bacon** (1561 - 1628), el teórico del método experimental, en su obra **Novum Organum**, introduce la observación en sistema filosófico, además sostenía de que la ciencia debe cumplir el doble objetivo de iluminar nuestra mente y de mejorar las condiciones de vida del hombre. A **Galileo** (1564 - 1642) famoso astrónomo y físico italiano, se debe el cambio total de algunas doctrinas científicas de su tiempo. **Descartes** (1596 - 1650), filósofo francés, en su obra **Discurso del Método** establece claramente las bases del método científico.

Las nuevas ideas lograron grandes avances en Matemáticas, en Física y en Filosofía, y al pasar después a la Química, cambia radicalmente la mentalidad de sus cultivadores. En muchos países se comenzaron a crear Academias científicas, el primero fue en Nápoles (1560), luego en Londres, París, Madrid, Barcelona, etc.

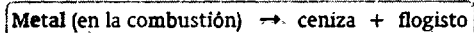
Sólo se precisaba disponer de una técnica de medición para que la química pueda desarrollar su carácter de verdadera ciencia.

Robert Boyle (1627 - 1691), químico irlandés, fue el primero en romper abiertamente con la tradición alquimista. En su obra **The Sceptical Chymist** ("El químico escéptico"), establece el concepto moderno de elemento y compuesto o "mixto", una diferenciación entre mezcla y combinación química. Estudió la compresibilidad de los gases. Descubrió el sulfhidrato amónico (licor de Boyle) que es de gran importancia en química analítica, jarabe de violeta (que se utilizó como indicador ácido-base), etc. Boyle es el primer hombre de ciencia que adopta la teoría atómica para explicar las transformaciones químicas, y sus investigaciones en el campo de la física y de la química hace que se le considere como el precursor de la química moderna al hacer de ella el estudio de la naturaleza y composición de la materia en vez de ser un simple medio para obtener oro o de preparar medicamentos, como lo era hasta ese entonces.

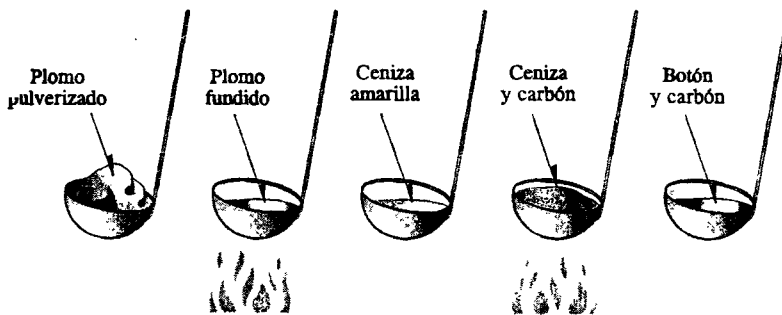
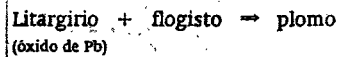
7. LA TEORÍA DEL FLOGISTO: UNA EXPLICACIÓN DE LA COMBUSTIÓN

A principios del siglo XVIII, **G. Ernst Stahl** (1660 - 1734), químico y médico alemán, propuso la teoría del flogisto para explicar el fenómeno de la combustión. Se basa en las ideas del alquimista alemán **J. Johann Becher** (1635 - 1682). Supone que cuando un cuerpo combustible arde se desprende el **flogisto** con acompañamiento de luz y calor, y queda la "ceniza". Por lo tanto la "ceniza" o residuo que queda era el cuerpo material inicial menos su flogisto (o cuerpo material desflogisticado).

De acuerdo con esto, las sustancias que arden rápidamente o cuanto mas inflamable sean, contienen una gran cantidad de flogisto y viceversa. Esta fue la primera teoría importante de la química. En forma simplificada, para un metal combustible tenemos:



El principal interés de la teoría está en que explica el fenómeno inverso de la combustión (reducción del óxido metálico), pues si se calienta la ceniza metálica con una sustancia rica en flogisto, tal como el carbón, ésta cede su flogisto a la ceniza y el metal se restituye. Así por ejemplo, cuando se calienta un poco de plomo pulverizado, se funde, quema y forma su "ceniza" (óxido de plomo de color amarillo llamado "litargirio"). Si se calienta el litargirio con carbón (considerado flogisto casi puro) recupera la cantidad precisada de flogisto y se convierte de nuevo en plomo metálico, que en forma simplificada sería:



Según la teoría del flogisto, el plomo al combustionarse libera flogisto y deja una ceniza amarilla, ésta al recibir el flogisto (del carbón) se convierte nuevamente en plomo.

No obstante, de que la teoría del flogisto fue considerado correcta por mas de un siglo, por eminentes precursores de la química moderna, se presentaron varias dificultades. Se sabía que al calcinar un metal y formarse su "ceniza" (óxido) aumentaba el peso, esto es, la pérdida del flogisto era acompañada por un aumento de peso, y también que el aire era necesario para la combustión. El primer hecho pudo explicarse mediante la hipótesis fantástica adicional de que el flogisto tenía un peso negativo, y el segundo, al superponer que un medio material era necesario para absorber el flogisto. Otro aspecto era de que el aire residual que quedaba luego de la combustión ocupaba un volumen menor que el aire inicial (antes de la combustión).

La teoría del flogisto sirvió de guía a los grandes investigadores del siglo XVIII, quienes frente a las respuestas incoherentes de esta teoría buscaron respuestas coherentes en base a otros experimentos e hipótesis, dando inicio así una labor experimental, que constituye la base de la química como ciencia. Entre los más importantes tenemos:

René Antoine Réaumur (1 683 - 1 757), naturalista, químico y físico francés, cuyas investigaciones sobre la fundición de hierro permiten considerarlo como el fundador de la siderurgia científica y uno de los instauradores de la industria moderna.

Andreas Sigismud Marggraf (1 709 - 1 782), químico alemán, descubrió un nuevo procedimiento para obtener el fósforo y el ácido fosfórico, obtuvo el zinc a partir de sus minerales y distinguió sales de sodio de las del potasio por el color de la llama que emitan. Sus estudios acerca de la extracción del azúcar a partir de la remolacha hicieron posible su fabricación industrial desde 1 796.

M.W. Lomonosov (1 711 - 1 765), químico ruso, hizo experimentos con la calcinación de los metales en vasos cerrados, con empleo sistemático de la balanza. Además establece la constancia de la materia en los procesos naturales o ley de conservación de la masa, sostiene que la combustión es una combinación del cuerpo combustible con el aire y logró explicar las propiedades de los cuerpos a partir de la existencia de átomos y moléculas (en 1 743) es decir mucho más antes que John Dalton. Pero lamentablemente para su época, sus ideas fueron muy avanzadas, razón por la cual fueron ridiculizadas y olvidadas, hasta su descubrimiento y publicación por su compatriota Menshutkin en 1 904.

Joseph Black (1 728 - 1 799), químico inglés, demostró que el "gas fijo" (gas carbónico) es fijado por la cal (CaO). Sus estudios cuantitativos acerca de los carbonatos son modelos de lógica y unidad, que sirvieron para dar al mundo científico una idea clara sobre la naturaleza de la combinación química.

Karl Wilhelm Scheele (1 742 - 1 786), químico sueco, uno de los más extraordinarios investigadores de todos los tiempos. Descubrió el oxígeno (algo antes que Priestley, pero lo publicó posteriormente) y el cloro ("espíritu de sal desflogisticada"), como producto de sus experimentos con el dióxido de manganeso (MnO₂). Estudió diversos ácido inorgánicos y orgánicos como el fluorhídrico, cianhídrico, molibdico, tartárico y oxálico, aisló el gas sulfhídrico (H₂S) y la arsenamina (AsH₃). Su nombre ha quedado unido al arsenito de cobre que se conoce como "verde de Scheele", y en el mineral scheelita (Wolframato de calcio). En su obra **Tratado elemental del aire y del fuego**, indica que el aire es una mezcla de dos gases distintos, el "aire igneo" y el "aire viciado".

Joseph Priestley (1 733 - 1 804): **El primer paso hacia una nueva teoría de la combustión**, teólogo inglés, no fue químico de profesión, pero hábil experimentador y firme creyente de la teoría del flogisto, pero en 1 774 sin darse cuenta abrió el camino para su caída final. Priestley estaba experimentado con un polvo rojo (HgO) que originalmente se había formado al calentar al mercurio en un crisol abierto, como era muy curioso, decidió calentar el polvo rojo y recoger cualquier gas que se desprendiera. Dos desconcertantes hechos surgieron con el extraño gas (oxígeno) formado:

1. Cuando se colocaba un ratón dentro de una campana de vidrio que contenía el nuevo gas, vivía tres veces más que un ratón colocado dentro de una campana que contenía aire.
2. Una vela ardía por más tiempo y con más brillo cuando se colocaba dentro de una campana que contenía este gas extraño.

Priestley llamó al gas descubierto "aire desflogisticado". Surgieron muchas dudas, ¿por qué la vela ardía por más tiempo y con más brillo? Su tenaz adhesión a la teoría del flogisto le impidió progresar en la interpretación de sus valiosas observaciones.



Priestley, en 1774, visitó a Lavoisier en París, a quien le comunicó de sus observaciones. Éste acepto los hechos, pero no la teoría. ¿Podría ser, meditaba Lavoisier, que cuando las sustancias arden se une con algo del aire, en lugar de desprender algo?. Rápidamente Lavoisier sometió su hipótesis, a una prueba. Se acercaba el nacimiento de la química moderna.

Además de descubrir el oxígeno, Priestley desarrolló y perfeccionó la técnica de preparación, recogida y manipulación de los gases. Preparó y estudió numerosos gases (HCl, NH₃, SO₂, N₂O, NO, NO₂, PH₃, C₂H₂, etc.).

Henry Cavendish (1731 - 1810), químico inglés, dueño de una gran fortuna, dedicó toda su vida a la química. Se dice de él "que fue el más rico de todos los sabios y el más sabio de los ricos". Fue el primero que utilizó la cuba de mercurio y al hacer actuar el H₂SO₄ y HCl acuosos sobre los metales (Fe, Zn y Sn) descubrió en 1766 el hidrógeno, al que llamó "aire inflamable". Encontró con sorpresa que el hidrógeno al combustionar con el aire y con el oxígeno se formaba agua y que las proporciones en que dichos gases se combinaban eran de dos volúmenes de "aire inflamable" por un volumen de "aire desfogisticado" (O₂). La síntesis del agua realizada en 1781 constituye una fecha muy marcada en la historia de la química.

En un análisis que realizó al aire encontró que el oxígeno representaba un 20,8 % en volumen. Cavendish, químico flogista, no supo comprender la importancia de sus investigaciones acerca de la síntesis del agua.

8. ANTOINE LAURENTE LAVOISIER: LAS BASES DEL MÉTODO CIENTÍFICO

A. L. Lavoisier (1743 - 1794), el más brillante químico francés, logró explicar la naturaleza verdadera de la combustión y destruye por completo la teoría del flogisto. En su obra *Tratado Elemental de Química* publicada en 1789, crea las bases de la química moderna y por ende del método científico para las investigaciones en la ciencia.

Logró explicar la combustión con su famoso experimento de doce días que describimos a continuación: introdujo cuatro onzas de mercurio puro en un recipiente de vidrio, sellado, escribió "luego encendí el horno y lo mantuve así durante doce días". Al segundo día, habían empezado a aparecer diminutas partículas de color rojo sobre la superficie del mercurio. Cuando la mayor parte del mercurio se hubo convertido en un polvo, Lavoisier, quitó el recipiente de vidrio, que había pesado antes del experimento, y su contenido lo pesó nuevamente y observó que no hubo aumento de peso. Como el recipiente estaba sellado, nada pudo entrar o escapar durante el calentamiento. Sin embargo cuando rompió el sello, notó que el aire entraba violentamente al recipiente, que según él, indicaba que parte del aire del recipiente se había consumido durante el calentamiento, y había dejado espacio para que penetrará más aire.

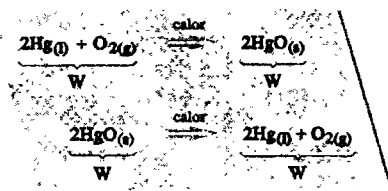


Lavoisier, realiza cuidadosas observaciones durante su famoso experimento de los doce días.

Después de que entró el aire al recipiente, lo pesó una vez más y comprobó el aumento en peso. Dedujo entonces que este aumento igualaba el peso de algo que estaba en el aire contenido en el recipiente y que se había combinado con el mercurio, formando el polvo rojo (HgO). Invertió el experimento original, pesó un poco de polvo rojo y lo calentó, observando que se convertía en mercurio y un gas idéntico al "aire desfoglicado" de Priestley (O₂).

Además comprobó que la masa total (mercurio + gas) era idéntica a la masa de polvo rojo. ¡Se había demostrado experimentalmente la ley de conservación de masa! Concluyó que el gas que había en el aire era el responsable de la combustión. Le dio el nombre **oxígeno** (que significa engendrador de ácidos) a este gas.

El experimento de Lavoisier podemos resumir con las siguientes ecuaciones químicas modernas:



Lavoisier establece la noción precisa de **sustancia pura** y adopta el concepto de **elemento** de R. Boyle, halla la composición del aire por síntesis y por análisis, le da el nombre de hidrógeno (engendrador de agua) al "aire inflamable" de Cavendish y que para toda combustión era imprescindible el oxígeno. En todas sus investigaciones utiliza la balanza para comprobar sistemáticamente la ley de conservación de masa, "nada se pierde, nada se crea".

La revolución química producida por las ideas de Lavoisier condujo a una nueva nomenclatura, que hoy nos parece tan natural, en la que los nombres de los cuerpos dan idea de sus constitución.

Esta tarea fue debida a cuatro eminentes químicos, Lavoisier, Guyton de Morvean, Berthollet y Fourerroy, quienes publicaron en 1787 una obra titulada **Método de Nomenclatura Química**, en la que se introducen nombres que aún se utilizan.

La obra de Lavoisier, **extensísima** en el campo químico, invadió otras ciencias, fue el fundador de la fisiología debido a sus estudios sobre la respiración, donde el oxígeno juega un papel importantísimo. Fue el primer científico que realizó sus investigaciones con verdadero método científico.

9. LA QUÍMICA COMO CIENCIA

Bajo iluminación de las nuevas ideas de Lavoisier, los químicos las aplican a sus investigaciones con mucho éxito.

Se descubren las leyes ponderales de las combinaciones químicas: ley de conservación de masa (Lavoisier), ley de proporción constante y definido (Proust, 1799), ley de proporciones recíprocas (Richter y Wenzel, 1792) y ley de proporciones múltiples (Dalton, 1804).

La **teoría atómica-molecular** de Dalton (1803) explica las leyes de la combinación química en base a la hipótesis de que la materia está constituida por átomos que poseen un peso característico y permanecen indivisible en toda reacción química.

J. Berzelius (1835), acepta la teoría atómica y plantea una simbología para elementos y compuestos, tan útil y fecunda en el progreso subsiguiente, que se usa hasta hoy en día.

El **Principio de Avogadro (1811)** permite establecer y diferenciar los conceptos de átomo y de molécula y crea las bases para la determinación de pesos atómicos y moleculares (1858).

El descubrimiento de la pila eléctrica de **Volta (1800)** da origen a la electroquímica, con los descubrimientos de nuevos elementos (cloro, sodio y potasio) a cargo de **Davy**, y de las leyes de la electrólisis por parte de **M. Faraday (1834)**.

La **Química Orgánica** se desarrolla más tarde con los trabajos de **Liebig** sobre el análisis elemental orgánico iniciado por **Lavoisier**, los conceptos de isomería y de radical introducidos por **Liebig** y **Berzelius (1834)**, la síntesis en laboratorio de un compuesto orgánico, la úrea, por parte de **F. Wöhler (1828)**, la representación de edificios moleculares por **Kekule (1858)** y con la destrucción de la doctrina de la "fuerza vital" realizada por **Berthelot (1853)** al obtener por síntesis numerosos compuestos orgánicos (alcohol metílico, acetileno, benceno, naftaleno, antraceno, etc).

La **Termoquímica**, con la medida de la energía calorífica que se manifiesta en las reacciones químicas, iniciada por **Lavoisier** y **Laplace**, adquiere un significado especial a partir de los estudios de **Hess**, **Thomson** y **Berthelot (1840)** al querer medir los químicos las afinidades entre los cuerpos reaccionantes.

Para explicar las leyes experimentales que rigen a los gases, surge la **teoría cinética de los gases** y del calor, desarrollado principalmente por **Maxwell** y **Boltzmann**, la cual afianza la creencia de la naturaleza atomística de la materia y extiende su utilidad al proporcionar una imagen íntima del mecanismo de los procesos químicos.

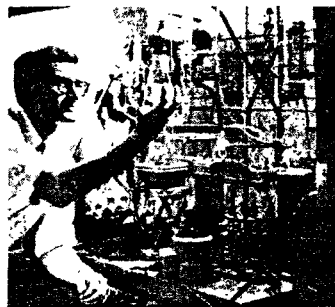
El carácter incompleto de muchas reacciones químicas, observado por **Berthollet**, condujo al concepto de **equilibrio químico**, el cual, estudiado experimentalmente por **Sainte Claire Deville (1857)**, encuentra su interpretación teórica en los estudios de **Gibbs (1876)**, de **Van't Hoff** y de **Le Chatelier (1880)**.

La **cinética química** o el estudio de la velocidad de las reacciones químicas tiene su base teórica en la **Ley de acción de masas** propuesto por los químicos noruegos **Guldberg** y **Waage (1867)** y una significación industrial importantísima en el descubrimiento de los **catalizadores**, sustancias que, permaneciendo inalteradas, aceleran por su sola presencia la velocidad de las reacciones químicas.

En el campo de las **soluciones** o **disoluciones**, fue de gran importancia en el avance progresivo de la química la **Teoría de las disoluciones**, obra maestra del químico holandés **Van't Hoff (1886)** y la **teoría de la disociación electrolítica** propuesto por el químico sueco **Svante Arrhenius (1887)**.

La **clasificación periódica de los elementos**, establecido por el químico **Dimitri Mendeleev** y por el alemán **Lothar Meyer (1869)** llevó a pensar que los átomos debían ser complejos, modificando profundamente las ideas que se tenían acerca de los cuerpos simples, lo cual comprobado posteriormente en los estudios acerca de la conductividad eléctrica de los gases (con lo cual se descubrió el electrón) y en los **fenómenos de radiactividad** (con su interpretación y desarrollo se descubrieron las partículas nucleares del átomo).

En el campo de **ácidos y bases**, las teorías que dieron gran impulso y desarrollo fue la propuesta por **S. Arrhenius (1884)**, **Brönsted - Lowry (1923)** y de **Lewis (1923)**.



Un científico moderno realiza cuidadosas observaciones, parte importante del método científico.

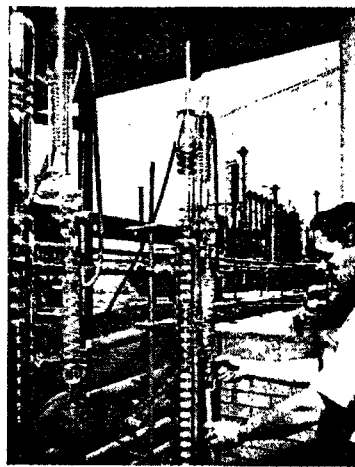
En el campo de **enlace químico**, un tema trascendental en la ciencia química, es importante resaltar el aporte de Linus Pauling (1 901 - 1 994) del concepto de electronegatividad y el concepto de hibridación; Gielbert N. Lewis (1 875 - 1 946) creador de la teoría **Enlace por pares de electrones**; R.J. Gillespie, quien propuso la teoría de las repulsiones entre los pares de electrones de la capa de valencia (1 957) que dio un gran impulso a la descripción de la geometría molecular, que a su vez es importante para explicar las interacciones moleculares en estado líquido y sólido.

En el campo de **Química Nuclear**, el hombre ingresa a la **Era Nuclear** a partir de 1 942, fecha en la que se logra la primera reacción nuclear en cadena, por parte de Enrico Fermi. Lamentablemente, el primer uso de la energía descomunal que se libera en estas reacciones fue con fines destructivos, con la fabricación de armas nucleares mortíferas como las bombas atómicas que destruyó por completo dos pueblos japoneses durante la segunda guerra mundial (1 945).

Actualmente, la energía nuclear también se usa con fines pacíficos: para generar electricidad de gran potencia, fabricar motores atómicos de gran potencia, baterías atómicas de larga duración que es importante en las investigaciones espaciales, etc. Además en las plantas nucleares, mediante reacciones nucleares controladas, se han sintetizado elementos artificiales y radioisótopos que tienen gran aplicación actualmente.



Alquimistas italianos realizando la destilación, para ello utilizaron el alambique. Así obtenían el "agua celestial" o "la quinta esencia del agua de la vida". La destilación era una de las operaciones más importantes para los alquimistas, como lo es actualmente para el químico moderno.



El aparato de destilación que está utilizando el químico moderno tiene su contrapartida industrial en el inmensa unidad que se ve al fondo, llamado torre de destilación o fraccionamiento. La destilación fraccionada es un proceso físico mediante el se separan los componentes de una mezcla líquida homogénea, en virtud a la diferencia en sus puntos de ebullición.



Química y Salud

ENERGÍA QUÍMICA EN MARCAPASOS CARDÍACO

El marcapasos cardíaco es un aporte moderno de la ciencia que muchos de nosotros no tomamos en cuenta, excepto las personas que lo utilizan. Estos marcapasos operan gracias a la energía de una batería, y la demanda alentó el desarrollo de unas minúsculas baterías que generan esa energía, pero que infunden temor. Todas las mañanas, deben poner en marcha la máquina humana, sin fallar, y todos los aparatos humanos permanecen "encendidos" todo el tiempo. Aún más, mucha gente agrega varios años saludables a su vida, poniendo su fe en las reacciones químicas que ocurren en estas baterías para generar, día tras día, la corriente eléctrica que activa sus marcapasos.

Estas baterías tienen características especiales debido a que se implantan en el cuerpo humano. Deben ser resistentes y herméticas, tener una larga vida y un peso mínimo y, por su puesto, deben ser no tóxicas.

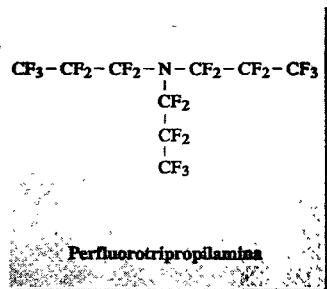
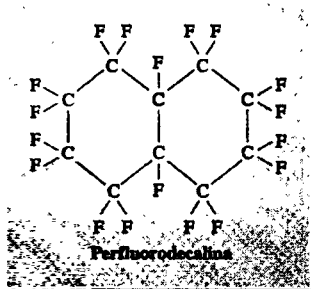
Los químicos comenzaron a abordar este problema, y sus esfuerzos de investigación en electroquímica desembocaron en el litio, un ingrediente metálico con el potencial de dar larga vida a las baterías. Desgraciadamente, el litio es altamente reactivo, se quema en el aire y reacciona con el agua para producir H_2 inflamable. Si el litio debía ser usado, era necesario descubrir sistemas electrolíticos nuevos y no acuosos.

Las intensas investigaciones en relación con nuevos solventes y nuevos materiales para usarse en baterías de alta energía y de larga duración condujeron al descubrimiento de un electrolito sólido para ser usado con el litio metálico. Este electrolito sólido es el yodo, y la batería de litio-yodo se empleó en aplicaciones biomédicas. Estas baterías revolucionarias tienen una duración de diez años, y su uso está muy difundido actualmente. Los beneficios para aquellos que dependen de los marcapasos son incalculables.

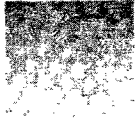
La batería de litio-yodo no es el final de la historia, puesto que tiene un poder menor que el óptimo requerido para ser usadas en otros órganos trasplantables. La nueva investigación electroquímica nos dará la respuesta. Lo hizo en el pasado y lo hará de nuevo en el futuro.

SANGRE ARTIFICIAL

La síntesis de sangre artificial es una de las grandes proezas logradas por los químicos. Se trata de una mezcla homogénea o solución, en la que el disolvente es el agua y los solutos son perfluorodecalina (14 % en volumen) y perfluorotripropilamina (6 % en volumen). Se comercializa con el nombre de FLUOSOL-DA desde varios años.



El CO_2 y el oxígeno (O_2) son extraordinariamente solubles en esta disolución. El FLUOSOL-DA no lleva antígenos (anticuerpos que hacen que una persona con sangre tipo A no pueda recibir sangre de un individuo tipo B), es decir, es una sangre universal, se puede hacer transfusión de sangre a cualquier individuo. Además, puede conservarse 50 veces más tiempo que la sangre normal, y hasta ahora no se le conocen efectos secundarios. Por primera vez se usó en el Japón, actualmente se usa en muchos países y permite salvar muchas vidas.



Química, Ciencia y Sistema de Unidades

I

CAPÍTULO



A.



B.



C.

- Muestra a un químico que realiza observaciones minuciosas y análisis cuidadosos para determinar la composición y propiedades de las sustancias químicas. Los pasos más importantes del **método científico** son: la observación, toma de apuntes, la experimentación y el planteamiento de hipótesis.
- Muestra un conjunto de fármacos que han sido sintetizados en base a la ciencia química. La industria de medicamentos ha sido la más beneficiada con los avances de la ciencia química y la tecnología.
- Muestra modelos de metro y kilogramo patrón que se guardan en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas de Sévres (Francia). Dentro de las ciencias naturales la medición de magnitudes es fundamental, para ello se emplean diferentes unidades de medida, que es necesario agruparlos en Sistema de Unidades.

QUÍMICA, CIENCIA Y SISTEMA DE UNIDADES

OBJETIVOS

- Comprender la importancia de la química como una ciencia central que sirve de base a otras ciencias y que permite satisfacer las necesidades humanas.
- Comprender cómo se lleva a cabo la investigación científica aplicando el método científico.
- Entender la necesidad de realizar mediciones para cuantificar fenómenos físicos y químicos utilizando sistemas de unidades, especialmente el Sistema Internacional (S.I.).
- Ser capaz de convertir cualquier unidad de medida de un sistema a otro mediante el método de factor de conversión.

INTRODUCCIÓN

Todos los cuerpos materiales tangibles o intangibles que nos rodean: aire, agua, vestimenta, los alimentos, las pinturas, el papel, los plásticos, los medicamentos, las bebidas gasificadas, la generación de energía (eléctrica, luminosa, calorífica, etc.), están relacionados directamente con la ciencia química. Es más, si queremos ahondar en los misterios de la tierra y del aire, que son esenciales para la vida, debemos recurrir al estudio de la química, ya que ésta sirve de base o fundamento a las ciencias de la vida: la biología y la física.

La química interviene casi en todos los aspectos de nuestra vida: cultura y entorno (social y ambiental), por lo tanto, es erróneo pensar que la química es meramente teórica, y sólo tiene que ver con fórmulas y nombres complicados de compuestos; cuando respiramos, digerimos los alimentos, nos lavamos con jabón, nos limpiamos los dientes con cierta pasta dental, cocemos los alimentos, etc., estamos practicando química.



La composición de los alimentos es parte del estudio de la química



CONCEPTO DE QUÍMICA

Es una ciencia natural basada en la observación y experimentación relacionado con los fenómenos que sufre la materia, de tal modo que de ella se estudie su composición, constitución, propiedades físicas y químicas, transformaciones y leyes que gobiernan dichos cambios en su estructura interna, así como la energía involucrada en el proceso.

IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA

La química es una ciencia central, porque sirve de apoyo a otras ciencias como la física, la biología, la geología, etc. Además, permite satisfacer las necesidades humanas en diferentes áreas o campos de la actividad humana. Veamos:

En medicina. En esta área, la química aporta con la síntesis de los diferentes fármacos (antibióticos, analgésicos, antidepresivos, vacunas, vitaminas, hormonas, radioisótopos, etc.), para el tratamiento de muchas enfermedades y para el mejoramiento de la salud en general.

En nutrición. La química permite sintetizar sustancias llamadas saborizantes y colorantes para mejorar ciertas propiedades de los alimentos, y que de ese modo, pueden ingerirse fácilmente; los preservantes, para que los alimentos no se deterioren en corto tiempo; también la química determina las sustancias vitales que requiere el organismo (minerales, vitaminas, proteínas, etc.).

En agricultura. Gracias a los productos químicos como abonos y fertilizantes, se aumenta la productividad del suelo y se logra satisfacer las necesidades de alimentación; cada vez más crecientes; además, con el uso de insecticidas, fungicidas y pesticidas, se controla muchas enfermedades y plagas que afectan a las plantas.

En textilería y cuidado de la ropa. La química ayuda potencialmente a satisfacer esta necesidad, sintetizando muchas fibras textiles (rayón, orlón, dracón, nylon, etc), colorantes para el teñido, sustancias para el lavado (jabones, detergentes, etc.), preservantes de fibras naturales y sintéticas, etc.

Medio ambiente. Ayuda en el tratamiento y control de las sustancias contaminantes que afectan severamente a nuestro ecosistema natural (agua, suelo y aire), y en la asistencia en los desastres ecológicos tales como derrames de petróleo, caída de lluvia ácida, incendios forestales y domésticos, etc.

Otras industrias. En la obtención de papel, cartón, resinas, ácidos (HCl, H₂SO₄, HNO₃, etc.), fabricación de aleaciones y materiales resistentes o ligeros para construir naves espaciales, buques, vehículos terrestres, etc.

Además, la química sirve de ayuda a la Arqueología (para determinar la antigüedad de restos fósiles y de ese modo fechar los restos hallados), Mineralogía (en técnicas de extracción y purificación de metales), Astronomía (combustibles químicos para los cohetes, ropa y alimentos concentrados para astronautas), etc.

DIVISIÓN DE LA QUÍMICA

Por su gran amplitud y desarrollo, la química se divide en:

1. Química general

Estudia los fundamentos o principios básicos comunes a todas las ramas de la ciencia química.

2. Química descriptiva

Estudia las propiedades y la obtención de cada sustancia químicamente pura en forma particular. Podemos subdividirla en:

2.1. Química inorgánica. Estudia todas las sustancias inanimadas o del reino mineral.

2.2. Química orgánica. Estudia todas las sustancias que contienen carbono (con excepción de CO, CO₂, carbonatos, etc.) ya sean éstos naturales (provenientes del reino animal y vegetal) o artificiales (plásticos, fibras textiles, etc.).

3. Química analítica

Estudia las técnicas para identificar, separar y cuantificar las sustancias orgánicas e inorgánicas presentes en una muestra material, o los elementos presentes en un compuesto químico.

Se subdivide en:

3.1. Cualitativa. Estudia las técnicas para identificar las sustancias químicas (simples y compuestas) en una muestra material o los elementos químicos presentes en un compuesto. Así por ejemplo, se ha determinado que en el agua pura sólo hay dos elementos: hidrógeno y oxígeno; en la sal común, cloro y sodio; en el azúcar de mesa, carbono, hidrógeno y oxígeno.

3.2. Cuantitativa. Estudia las técnicas para cuantificar las sustancias químicas puras en una muestra material o el porcentaje en peso que representa cada elemento en un compuesto, para luego establecer su fórmula química. Así por ejemplo, tenemos que en el agua hay 88,89 % en peso de oxígeno y 11,11 % de hidrógeno, luego, la fórmula del agua será H₂O.

4. Química aplicada

Por su relación con otras ciencias y su aplicación práctica, podemos subdividirla en:

4.1. Bioquímica. Estudia la composición, estructura y funciones de las moléculas complejas que forman sistemas biológicos, e intervienen en procesos químicos vitales, como la fotosíntesis, digestión, respiración, reproducción, circulación, etc.

4.2. Fisicoquímica. Estudia todos los procesos en los que se relacionan los principios y leyes físicas y químicas, como por ejemplo en la estructura atómica y molecular; termodinámica, propiedades de los gases, líquidos y sólidos, etc.

4.3. Química industrial. Estudia la aplicación de procesos químicos y los insumos para la obtención de productos químicos sintéticos a gran escala, como por ejemplo los plásticos, caucho sintético, combustibles, fibras textiles, fertilizantes, insecticidas, jabones, detergentes, ácido sulfúrico, soda caústica, cloro, sodio, ácido sulfúrico, etc.

4.4. Petroquímica. Estudia la aplicación de procesos y principios químicos para obtener los productos industriales a partir de los derivados del petróleo, carbón y gas natural.

Si los gobiernos no actúan con sensatez y sabiduría, con políticas pacifistas y con control del medio ambiente, la tecnología puede acarrear el exterminio de la raza humana en corto tiempo.

La humanidad necesita alimentación, provisión de agua, educación, medicinas, viviendas, etc., y la tecnología ofrece poderosos medios para satisfacer esos requerimientos. El **dinero que gasta** el mundo **en armamentos en sólo dos semanas**, sería **suficiente invertir anualmente** para lograr satisfacer todas las necesidades humanas primarias que se mencionó anteriormente (cálculo estimado por la Organización de las Naciones Unidas)

MÉTODO CIENTÍFICO

Para adquirir los conocimientos científicos, el hombre de ciencia no actúa al azar o a ciegas; debe proceder siguiendo un camino que implica un conjunto de pasos ordenados, los cuales se convierten en una norma para realizar su trabajo y dar respuestas a las preguntas que se formule respecto al tema o problema particular que tiene entre manos el conjunto de dichas norma se llama **método científico**.

Pasos generales del método científico

- 1. Observación del fenómeno.** El científico suele comenzar por la cuidadosa observación de los hechos o fenómenos en estudio, las condiciones a las que se producen y sus características particulares. Por ejemplo, cuando se observa el fenómeno de oxidación de un metal al someterlo a una llama proveniente de un mechero: se observará detenidamente qué parte de la llama (azul, roja o amarilla) está en contacto con el metal y los cambios de color en su superficie metálica.
- 2. Registro de datos.** Es de importancia fundamental que anote y registre exactamente lo que observa durante el experimento. Para el ejemplo anterior, se anotará la parte de la llama que está en contacto con el metal para estimar la temperatura, el cambio de color del metal con el tiempo, el aumento de peso que experimenta, etc.
- 3. Organización de las observaciones.** Muchos experimentos fracasan porque los datos y los hechos, por mucho cuidado que se tenga al observarlos y registrarlos con exactitud, no están organizados de modo que revelen una tendencia o patrón, es decir, una **regularidad**; ésto se ve con mayor facilidad si los datos se disponen en una tabla preparada con cuidado, graficando los resultados, usando símbolos, etc.
- 4. Formulación de hipótesis.** Una vez observada la regularidad, el científico busca explicar el fenómeno detalladamente y en forma completa; para ello, plantea una suposición, que es lo que se llama **hipótesis científica**.
- 5. Comprobación experimental.** Una vez planteada la hipótesis, ésta debe explicar otros fenómenos similares, para ello es necesario realizar nuevos experimentos en idénticas condiciones.
- 6. Conclusiones lógicas.** Luego de la comprobación experimental, el científico busca una conclusión lógica y formal para el fenómeno observado.
- 7. Comunicación de los resultados.** Las conclusiones deben ser comunicadas por escrito a otros científicos que trabajen en el mismo campo, para que ellos también tengan la oportunidad de objetar o corroborar las conclusiones, en cualquier lugar donde ellos trabajan.

Si la hipótesis científica llega a comprobarse en cualquier lugar del mundo, se convierte en **una Ley Científica**.

- 4.5. Geoquímica.** Estudia la composición química de la tierra. Los objetivos principales de la geoquímica son: (1) la determinación de la abundancia absoluta y relativa de los elementos químicos en la tierra, (2) estudio de la distribución y migración de dichos elementos en las diversas partes de la tierra (atmósfera, hidrósfera y litósfera) y en sus minerales y rocas, intentando determinar las leyes o principios que rigen tal distribución y migración.
- 4.6. Astroquímica.** Estudia la composición química de los astros. Así por ejemplo se ha determinado que la atmósfera del planeta Marte contiene nitrógeno (N_2), anhídrido carbónico (CO_2), helio (He) e hidrógeno (H_2).
- 4.7. Farmoquímica.** Estudia las propiedades de las sustancias químicas y su acción nociva o benéfica sobre los seres vivos. Por ejemplo, la acción de la penicilina, las drogas y antibióticos en seres humanos.

CIENCIA Y TECNOLOGÍA

¿Qué es la ciencia?

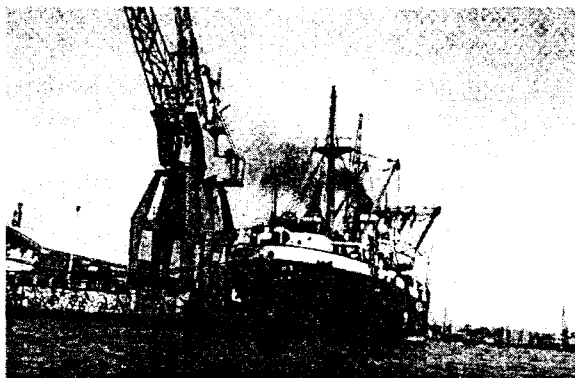
En los libros de ciencia, encontramos **conocimiento científico**, pero es un error creer que la ciencia es solamente lo que dicen tales libros o lo que nos enseñan los expositores (profesores y científicos) en clases y conferencias. Porque la ciencia es principalmente una actividad, un "hacer cosas". Todo conocimiento científico adquirido genera nuevas preguntas, nuevos problemas y nuevos retos. Ese renovado e incesante actuar de los científicos en la búsqueda de nuevas ideas y nuevas respuestas es otro aspecto de la ciencia: la **investigación científica**.

En resumen, la ciencia es un **conjunto de conocimientos sistematizados** acerca del mundo en que vivimos y, al mismo tiempo, es la **actividad que realizan los científicos** en procura de nuevos conocimientos. La ciencia intenta comprender los cambios o fenómenos que ocurren en la naturaleza y en la sociedad, para lo cual formula principios y leyes acerca de los hechos y puede así proponer procedimientos para transformar el medio natural y social.

¿Qué es la tecnología?

Es la aplicación de los conocimientos científicos en forma práctica sobre la naturaleza, transformándola y sirviendo a la satisfacción de las necesidades humanas, por medio de ciertos procedimientos específicos: las **técnicas**.

Las técnicas actuales se basan en conocimientos científicos muy avanzados y complejos, constituyendo poderosos recursos para dominar el medio en que vive el hombre. Vivimos un elevado desarrollo tecnológico, que incluso es capaz de producir la destrucción de la especie humana, a través de armas nucleares, armas químicas, contaminación ambiental etc, al ser empleados con fines privados.



La tecnología moderna utiliza la energía nuclear para buques y submarinos muy veloces y de alto tonelaje.

**NOTACIÓN CIENTÍFICA**

En la ciencia química y física, es muy común tratar con números pequeños y grandes como resultado de alguna medición de una determinada magnitud. Podemos representar estos números de manera sencilla y cómoda utilizando criterios de redondeo de números y múltiplos de diez, lo que se llama simplemente **notación científica**.

Antes de tratar la notación científica, recordemos cómo representar los múltiplos y submúltiplos de diez.

Los **múltiplos de diez** pueden representarse expresando diez elevado a una **potencia** (exponente) **positiva**.

Ejemplo:

$$100 = 10 \times 10 = 10^2$$

$$1\ 000 = 10 \times 10 \times 10 = 10^3$$

$$1\ 000\ 000 = 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 = 10^6$$

Las **fracciones de diez** (o submúltiplos) se representan en forma semejante con la única diferencia que en este caso se utiliza **exponente negativo**. Por ejemplo:

$$\frac{1}{10} = 0,1 = 10^{-1} \quad ; \quad \frac{1}{100} = 0,01 = 10^{-2} \quad ; \quad \frac{1}{10\ 000} = 0,0001 = 10^{-4}$$

Como se observa en los ejemplos, el exponente positivo nos indica el número de posiciones de la coma decimal que se debe correr hacia la derecha a partir del uno (1) y completando con ceros, así:

$$10^3 = 1\ 000, \text{ (la coma decimal corrió 3 lugares hacia la derecha)}$$

$$10^5 = 1\ 00000, \text{ (la coma decimal corrió 5 lugares hacia la derecha)}$$

El exponente negativo nos indica el número de posiciones de la coma decimal que se debe correr hacia la izquierda, a partir del uno (1) y completado con ceros, así:

$$10^{-2} = 0,01 \text{ (la coma decimal corrió 2 lugares hacia la izquierda)}$$

$$10^{-4} = 0,0001 \text{ (la coma decimal corrió 4 lugares hacia la izquierda)}$$

La **notación científica** tiene las siguientes formas:

$$a, b \times 10^{\pm n} \Leftrightarrow \text{con dos dígitos significativos}$$

$$a, bc \times 10^{\pm n} \Leftrightarrow \text{con tres dígitos significativos}$$

$$a, bcd \times 10^{\pm n} \Leftrightarrow \text{con cuatro dígitos significativos}$$

Donde:

$$a \neq 0 \ ; \ b, c, d = 0 \ \text{ ó} \ \neq 0$$

n = exponente de diez, indica el número de lugares o posiciones que debe correr la coma decimal.

Ejemplo 1

Escribir el número 4 766 en notación científica.

Resolución:

Se debe colocar la coma decimal entre el 4 y el 7.

$$4,766$$

Como la coma decimal se corrió tres lugares hacia la izquierda, la potencia de 10 será 3 (para que la coma decimal regrese a su posición original), así:

$$4,766 \times 10^3$$

Ejemplo 2

Escribir 0,000123 en notación científica.

Resolución:

Se debe colocar la coma decimal entre el 1 y el 2.

$$0, \underline{0,00123}$$

Como la coma decimal se movió cuatro lugares hacia la derecha, el exponente de 10 será -4 (para que la coma decimal corra hacia la izquierda y de ese modo regrese a su posición original), así:

$$1,23 \times 10^{-4}$$

Ejemplo 3

La edad de la tierra es aproximadamente 4 500 000 000 años. Expresar este número en notación científica.

Resolución:

Se coloca la coma decimal entre el 4 y el 5.

$$4 \underline{500000000}$$

Como la coma decimal se movió 9 lugares hacia la izquierda, el exponente de 10 será 9, así:

$$4,5 \times 10^9 \text{ años}$$

Ejemplo 4

Un átomo de oxígeno pesa aproximadamente 0,00000000000000000002656 gramos.

Expresar este peso en notación científica.

Resolución:

Se coloca la coma decimal entre el 2 y el 6.

$$\underline{00000000000000000002,656} \text{ g}$$

y como la coma decimal se corrió 23 lugares hacia la derecha, el exponente será -23, así:

$$2,656 \times 10^{-23} \text{ g}$$

En conclusión, si la coma decimal corre hacia la: derecha (-) → el exponente será negativo izquierda (+) → el exponente será positivo

Otros ejemplos:

I. $14000 <> 1,4 \times 10^4$ (con 2 dígitos)

$1400 <> 1,40 \times 10^4$ (con 3 dígitos)

II. $5580 <> 5,580 \times 10^3 <> 5,58 \times 10^3$

III. $0,00864 <> 8,64 \times 10^{-3}$

Ejemplo 5

Simplificar la siguiente expresión:

$$E = \frac{0,6 \times 4,02 \times 0,05}{40,2 \times 0,2}$$

Resolución:

Expresando las cantidades decimales en potencia de 10, tenemos:

$$E = \frac{6 \times 10^{-1} \times 402 \times 10^{-2} \times 5 \times 10^{-2}}{402 \times 10^{-1} \times 2 \times 10^{-1}}$$

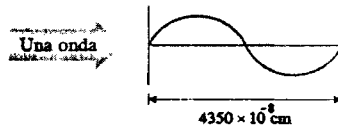
$$= 15 \times 10^3 = 1,5 \times 10^3$$

$$E = 1,5 \times 10^3$$

Ejemplo 6

La luz monocromática de color amarillo presenta la longitud de una onda completa igual a 4350×10^{-8} cm. ¿Qué longitud en centímetros le corresponde a 2×10^{10} ondas?

Resolución:



La longitud total de 2×10^{10} ondas será:

$$L = 2 \times 10^{10} \times 4350 \times 10^{-8} \text{ cm}$$

$$= 8700 \times 10^2 \text{ cm}$$

$$= 8,7 \times 10^3 \times 10^2 \text{ cm}$$

$$L = 8,7 \times 10^5 \text{ cm}$$

Ejemplo 7

Una persona pesa 83 kg. Expresar el peso de la persona en gramos usando notación científica.

Dato: 1 kg = 1000 g

Resolución:

$$W = 83 \text{ kg} = 83 \times 10^3 \text{ g}$$

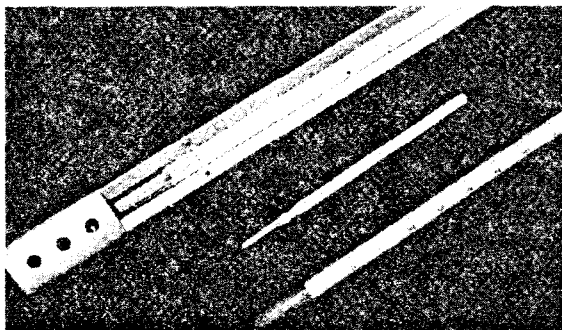
$$W = 8,3 \times 10 \times 10^3 \text{ g}$$

$$W = 8,3 \times 10^4 \text{ g}$$

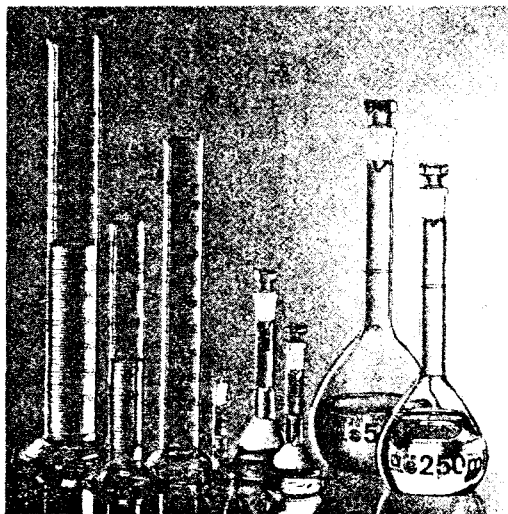
MEDICIÓN Y SISTEMA DE UNIDADES

Cuando se quiere cuantificar ciertas magnitudes como la masa, volumen, tiempo, densidad, velocidad de un móvil, temperatura, presión, etc., se emplean instrumentos de medida y unidades apropiadas. Por ejemplo, la **masa** de cierto cuerpo se mide en la **balanza**, que registra, digamos, **20 gramos** (20 g); el peso de un cuerpo se mide con el **dinamómetro** que registra digamos **50 Newton** (50 N); la **temperatura** de una muestra de agua se mide con un **termómetro**, que registra, por decir, **15,5°C**; la densidad del alcohol etílico se mide con el **densímetro** y nos registra **0,789 g/mL** (a 20°C); el **volumen** de una muestra de ácido sulfúrico se mide con una **probeta** y nos indica digamos **84,4 mL**.

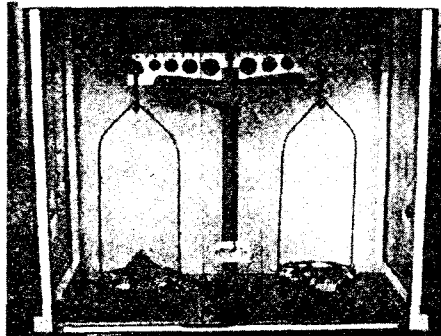
Como se puede apreciar en estos sencillos ejemplos, utilizamos diversas unidades de medida y su representación simbólica. Por lo tanto, todo estudiante de ciencias debe conocer las diversas unidades y sus respectivas equivalencias.



Diferentes tipos de termómetros que se fundamentan en la dilatación del mercurio, utilizados en laboratorios clínicos y químicos.



En el laboratorio encontramos diferentes tamaños de probetas y matraces para medir el volumen de un líquido, tal como se muestra en la figura.



Balanza gramera, permite medir la masa de las sustancias con una precisión de hasta un décimo de gramo (0,1 g).

SISTEMA CLÁSICO DE UNIDADES

Magnitud	Sistema métrico			Sistema Inglés	
	Sistema absoluto		Sistema técnico	Sistema absoluto	Sistema técnico
	CGS	MKS			
Longitud	centímetro (cm)	metro (m)	metro (m)	pie (ft)	pie (ft)
Masa	gramo (g)	kilogramo (kg)	UTM	libra (lb)	slug
Tiempo	segundo (s)	segundo (s)	segundo (s)	segundo (s)	segundo (s)
Fuerza	dina (din)	Newton (N)	kgf	Poundal	lbf
Energía	Ergio (erg)	Joule (J)	kgf.m	Poundal.ft	lbf.ft

Donde:

UTM = Unidad técnica de masa

kgf ó kg = kilogramo fuerza

Las magnitudes fundamentales son la longitud (L), masa (M) y tiempo (T), considerándose, las demás, magnitudes derivadas.

PRINCIPALES EQUIVALENCIAS DE UNIDADES

Longitud (L)	Masa (M)
1 m = 10 dm = 100 cm = 10 ³ mm 1 km = 1000 m = 10 ³ cm 1 milla marítima (náutica) = 1852 m 1 milla terrestre = 1609 m 1 angström (Å) = 10 ⁻⁸ cm = 10 ⁻¹⁰ m 1 yarda (yd) = 3 pie = 36 pulg 1 pie (ft) = 12 pulg = 30,48 cm 1 pulgada (pulg) = 2,54 cm 1 micra (μ) = 10 ⁻⁴ cm = 10 ⁻⁶ m	1 kg = 1000 g = 2,2 lb 1 lb = 16 onzas = 453,6 g 1 onza = 28,35 g 1 UTM = 9,807 kg 1 slug = 1,488 UTM 1 tonelada (tn) = 1000 kg

Tiempo (T)	Fuerza (F=MLT ⁻²)
1 semana = 7 días 1 día = 24 horas 1 h = 60 min = 3600 s 1 min = 60 s	$1 \text{ dina (din)} = \frac{\text{g} \cdot \text{cm}}{\text{s}^2}$ $1 \text{ Newton (N)} = \frac{\text{kg} \cdot \text{m}}{\text{s}^2} = 10^5 \text{ din}$ 1 poundal = 0,138 N 1 kgf = 10 ³ gf = 9,8 N 1 lbf = 0,448 N



Energía ($E=ML^2T^{-2}$)	Volumen (L^3)
1 joule = 10^7 ergios 1 caloría (cal) = 4,184 J 1 kcal = 1000 calorías 1 electrón voltio (eV) = $1,6 \times 10^{-12}$ ergios 1 BTU = 252 cal BTU = British Thermal Unit 1 litro \times atm = 101,3 J	1 mililitro (mL) = 1 cm^3 (cc) 1 litro (L) = $1 \text{ dm}^3 = 10^3 \text{ mL}$ 1 barril = 42 L 1 botella = 956 cc (mL) 1 galón inglés = 4,545 L 1 galón americano = 3,785 L 1 pie ³ = 28,32 L

Área (L^2)	Presión ($P=ML^{-1}T^{-2}$)
1 $\text{m}^2 = 10^4 \text{ cm}^2 = 10,76 \text{ pie}^2$ 1 área = 100 m^2 1 hectárea = 100 áreas = 10^4 m^2 1 acre = 40,5 áreas = 43,560 pie ² 1 $\text{m}^2 = 100 \text{ dm}^2$	1 atm = 76 cmHg = 760 mmHg = $1033 \frac{\text{g}}{\text{cm}^2}$ = $14,7 \frac{\text{lb}}{\text{pulg}^2}$ (Psi) = $1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$ 1 bar = 10^6 dina/cm^2

SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES (S.I.)

Ante la diversidad de sistemas de unidades y las diversas equivalencias, que hace tediosas las operaciones, para homogenizar unidades, nació oficialmente en 1960 el S.I. que utiliza muy pocas unidades y es una ampliación de la forma MKS del Sistema Métrico Decimal. En la decimocuarta Conferencia General de 1971, el Comité Internacional de Pesas y Medidas fija 7 unidades de base, 2 suplementarias y unidades derivadas, con sus símbolos correspondientes aceptados por todos los países del mundo.

En nuestro país a partir de 1985 es obligatorio su uso, como Sistema Legal de Unidades de Medida del Perú (SLUMP).

Unidades en el sistema internacional

Magnitud	Unidad	Símbolo	
Longitud	metro	m	UNIDADES BASE O FUNDAMENTALES
Masa	kilogramo	kg	
Tiempo	segundo	s	
Intensidad de corriente eléctrica	Ampere	A	
Temperatura	Kelvin	K	
Intensidad luminosa	candela	cd	
Cantidad de sustancia	mol	mol	
Ángulo plano	radián	rad	UNIDADES SUPLEMENTARIAS
Ángulo sólido	estereoradián	sr	

Unidades derivadas

Se caracterizan porque están expresadas en función de las unidades fundamentales, así:

Magnitud física	Unidad	Símbolo
Área	metro cuadrado	m ²
Volumen	metro cúbico	m ³
Densidad	kilogramo por metro cúbico	kg/m ³
Fuerza	newton	N
Presión	pascal	Pa
Trabajo, Energía	joule	J
Tensión o fuerza electromotriz (FEM)	volt	V
Cantidad de carga eléctrica	coulomb	C
Frecuencia	hertz	Hz
Potencia, flujo calorífico	watt	W

El nombre de las unidades se escriben con letras minúsculas, salvo en caso de comenzar la frase o luego de un punto. El símbolo de las unidades también se representa con letra minúscula, excepto si proviene de nombres propios de científicos.

Los símbolos no se pluralizan y no lleva punto.

Ejemplo:

Incorrecto	Correcto	Se lee
4,8 ms 22,4 Lts 7 gs	4,8 m 22,4 L 7 g	4,8 metros 22,4 litros 7 gramos

Los nombres que provienen de científicos deben mantener su forma original.

Ejemplo:

Incorrecto	Correcto	Se lee
4 voltios	4 volt	4 voltio
6 amperios	6 ampere	6 ampere

Los nombres se escriben en singular cuando la cantidad indicada se encuentra en el intervalo cerrado [1; -1]. Se escriben en plural cuando la cantidad indicada es mayor que 1 y menor que -1; con excepción de las unidades hertz, siemens y lux.

Ejemplo:

Singular	Plural
1 metro	8 metros
0,5 mol	1,5 moles
0,8 radián	20 radianes
0,5 metro	1,8 metros
1 hertz	20 hertz
0,6 lux	7 lux

Ejemplo: Para un millón de kilogramos.

Resolución:

Como un millón equivale a 10^6 (prefijo mega) y un kilo es 10^3 , entonces se puede escribir así:

$$10^6 \times 10^3 \text{ g} = 10^9 \text{ g} = 1 \text{ Gg}$$

Incorrecto	Correcto
1 Mkg	1 Gg
Un megakilogramo	Un gigagramo

La importancia del dominio de este tema es de realizar las respectivas conversiones entre unidades, ya que, para poder realizar operaciones entre magnitudes, se debe homogenizar unidades.

MÉTODO DE CONVERSIÓN DE UNIDADES

Se basa en la equivalencia de una unidad de medida con otra; para ello, se usa el método del factor unitario.

Factor unitario

Es un procedimiento para convertir una unidad a otra por medio de factores de conversión. El factor de conversión es una relación de igualdad o equivalencia entre 2 unidades o cantidades expresadas en forma fraccionaria, cuyo valor es la unidad.

Así:

- **La relación en el sistema métrico**

$$1 \text{ m} = 10^2 \text{ cm}$$

Esto se puede expresar como factor unitario:

$$1 = \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} \quad \text{ó} \quad 1 = \frac{10^2 \text{ cm}}{1 \text{ m}}$$

- Igualdad de cantidad en el sistema métrico e inglés.

$$1 \text{ kg} = 2,2 \text{ lb}$$

Expresando como factor unitario se tiene:

$$1 = \frac{1 \text{ kg}}{2,2 \text{ lb}} \quad \text{ó} \quad 1 = \frac{2,2 \text{ lb}}{1 \text{ kg}}$$

Ejemplo 1

Un vehículo se desplaza a la velocidad de

$$72 \frac{\text{km}}{\text{h}}. \quad \text{¿Cuál es la velocidad en } \frac{\text{m}}{\text{s}}?$$

Resolución:

- Equivalencias:

$$1 \text{ km} = 10^3 \text{ m}$$

$$1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$$

- Sea la velocidad "v"

$$v = 72 \frac{\text{km}}{\text{h}} \times 1 \times 1 = 72 \frac{\text{km}}{\text{h}} \times \left(\frac{10^3 \text{ m}}{1 \text{ km}} \right) \times \left(\frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \right)$$

$$\Rightarrow v = 20 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

Ejemplo 2

Convertir 11 lb a gramos

Resolución:

Sea la masa "m":

$$m = 11 \text{ lb} \times \frac{1 \text{ kg}}{2,2 \text{ lb}} \times \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

$$\Rightarrow m = 5000 \text{ g}$$

PREFIJOS DEL SISTEMA INTERNACIONAL

Son usados para formar los nombres y símbolos de los múltiplos y submúltiplos decimales del Sistema Internacional.

	Prefijo	Símbolo	Factor
PARA MÚLTIPLOS	exa	E	10^{18}
	peta	P	10^{15}
	tera	T	10^{12}
	giga	G	10^9
	mega	M	10^6
	kilo	k	10^3
	hecto	h	10^2
	deca	da	10
PARA SUBMÚLTIPLOS	deci	d	10^{-1}
	centi	c	10^{-2}
	mili	m	10^{-3}
	micro	μ	10^{-6}
	nano	n	10^{-9}
	pico	p	10^{-12}
	femto	f	10^{-15}
	atto	a	10^{-18}

Los prefijos tienen por finalidad expresar en números más sencillos magnitudes muy grandes o muy pequeñas, así:

$$10\ 000\ \text{L equivale } 10 \times 10^3\ \text{L} = 10\ \text{kL}$$

$$3600\ 000\ \text{m equivale a } 3,6 \times 10^6\ \text{m} = 3,6\ \text{Mm}$$

$$0,0000000032\ \text{m equivale a } 3,2 \times 10^{-9}\ \text{m} = 3,2\ \text{nm}$$

$$0,000000000025\ \text{s equivale a } 25 \times 10^{-12}\ \text{s} = 25\ \text{ps}$$

Se observa que para expresar una determinada magnitud, se realiza de la siguiente manera:

Cantidad
Numérica [PREFIJO][UNIDAD]
.....

Así, se tiene:

$$24000\ \text{m} < > 24 \times 10^3\ \text{m} = 24\ \text{km}$$

Debemos recordar que cuando se expresa un número utilizando la **notación científica**, por convención la potencia de 10, se escoge de modo que se halle un solo dígito a la izquierda de la coma decimal en el número ordinario.

Ejemplo:

$$8464\ \text{J} < > 8,464 \times 10^3\ \text{J} = 8,464\ \text{kJ}$$

$$0,0000572\ \text{W} < > 5,72 \times 10^{-5}\ \text{W}$$

En el sistema internacional de unidades, no se utilizan prefijos compuestos.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

La química es una ciencia experimental que no estudia la materia, en cuanto se refiere a:

- A) Su composición
- B) Sus propiedades físicas y químicas
- C) Las leyes que gobiernan sus transformaciones
- D) Los cambios de energía asociados a la materia
- E) Las leyes del movimiento que los gobierna

Resolución:

Las leyes del movimiento que gobiernan a los cuerpos materiales son estudiadas por la ciencia física y no la química.

Rpta: E

Problema 2

Señale la disciplina que no se apoya de los conocimientos químicos

- A) Física
- B) Arqueología
- C) Medicina
- D) Lengua y Literatura
- E) Mineralogía

Resolución:

El estudio de Lengua y Literatura no requiere el apoyo de la ciencia química.

Rpta: D

Problema 3

Estudia los fundamentos o principios básicos comunes a todas las ramas de la ciencia química:

- A) Química descriptiva
- B) Química inorgánica
- C) Química general
- D) Química analítica
- E) Química aplicada

Resolución:

Los principios básicos comunes a todo el campo de la ciencia química es estudiado por la química general.

Rpta: C

Problema 4

Para determinar la constitución y fórmula de un compuesto químico en forma experimental, se requiere conocimientos de:

- A) Química general
- B) Fisicoquímica
- C) Geoquímica
- D) Química descriptiva
- E) Química analítica

Resolución:

La química analítica permite identificar el tipo de elemento y la cantidad en que interviene en la estructura interna de un compuesto, para luego establecer su fórmula.

Rpta: E

Problema 5

Señale la disciplina que no pertenece a la química aplicada

- A) Geoquímica
- B) Astroquímica
- C) Química industrial
- D) Química orgánica
- E) Petroquímica

Resolución:

La química orgánica es parte de la química descriptiva que estudia los compuestos del carbono, no pertenece a la química aplicada.

Rpta: D

Problema 6

La notación científica de los números 0,00405 y 24 808 son respectivamente:

- A) $4,5 \times 10^{-3}$ y $2,48 \times 10^4$
- B) $4,05 \times 10^{-5}$ y $2,4808 \times 10^4$
- C) $0,405 \times 10^{-2}$ y $2,48 \times 10^5$
- D) $4,05 \times 10^{-3}$ y $2,4808 \times 10^4$
- E) $4,05 \times 10^{-4}$ y $2,4808 \times 10^5$

Resolución:

$$0,00405 = 4,05 \times 10^{-3}$$

$$24808 = 2,4808 \times 10^4$$

Rpta: D

Problema 7

Señalar la proposición incorrecta:

- A) La ciencia es sólo un conjunto de conocimientos sistematizados acerca del mundo en que vivimos.
- B) La tecnología es la aplicación práctica de los conocimientos científicos para actuar sobre la naturaleza, transformarla y satisfacer las necesidades humanas.
- C) La tecnología actual se basa en conocimientos científicos muy avanzados y complejos
- D) Los conocimientos científicos son susceptibles de comprobación experimental
- E) La ciencia y tecnología no se aplican con neutralidad.

Resolución:

La ciencia no sólo es un conjunto de conocimientos sistematizados acerca de la naturaleza, sino también la investigación científica en procura de nuevos conocimientos.

Rpta: A

Problema 8

¿Cuál de los siguientes pasos no corresponden al método científico?

- A) Registro de datos
- B) Comprobación experimental
- C) Deducción de las fórmulas
- D) Formulación de hipótesis
- E) Observación del fenómeno

Resolución:

La deducción de fórmulas no constituye uno de los pasos del método científico.

Rpta: C

Problema 9

Respecto a las unidades, según el Sistema Internacional (S.I.), indicar lo correcto

- A) 0,5 moles
- B) 20 radian
- C) 30 volt
- D) 200 kgs
- E) 50 m.

Resolución:

Analicemos cada alternativa:

- A) Es incorrecto, en las cantidades fraccionarias comprendidas entre 1 y -1, la unidad no se pluraliza. Debe ser 0,5 mol
- B) Es incorrecto, en cantidades mayores a la unidad, la unidad se expresa en plural. Debe ser 20 radianes.
- C) Es correcto, la unidad que proviene de nombre de un científico lleva el nombre original
- D) Es incorrecto, la unidad no se pluraliza. Debe ser 200 kg
- E) Es incorrecto, luego del símbolo de una unidad no se coloca el punto decimal, en caso de que se utilice el punto por cuestiones gramaticales se debe dejar un espacio en blanco.

Rpta: C

Problema 10

Se adquiere 4 galones (USA) de aceite lubricante. Si la densidad del aceite es de 0,8 kg/L, y cada kilogramo de aceite cuesta 2,25 soles, ¿cuál es el costo total?

Dato:

1 galón USA = 3,785 L

Resolución:

Por el método de factor de conversión se tiene:

$$4 \text{ galones USA} \times \frac{3,785 \text{ L}}{\text{galón USA}} \times \frac{0,8 \text{ kg}}{1 \text{ L}} \times \frac{S/2,25}{\text{kg}}$$

⇒ Costo = S/27,2

Problema 11

El diámetro de cierto átomo es 2,54 Å. ¿Cuál es la medida del diámetro en pulgadas?

Resolución:

Sea "D"= diámetro del átomo

Mediante factores de conversión:

$$D = 2,54 \text{ Å} \times \frac{10^{-8} \text{ cm}}{1 \text{ Å}} \times \frac{1 \text{ pulg}}{2,54 \text{ cm}} \Rightarrow D = 10^{-8} \text{ pulg}$$

Problema 12

La presión que ejerce el aire atmosférico a nivel del mar es $1,033 \text{ kgf/cm}^2$. ¿Cuál es el valor de esta presión en lb/pulg^2 ?

Resolución:

Sea "P" = presión atmosférica

Equivalencias a utilizar:

$$1 \text{ kgf} = 2,2 \text{ lbf} \quad ; \quad 1 \text{ pulg}^2 = 6,45 \text{ cm}^2$$

Mediante factores de conversión, tenemos:

$$P = 1,033 \frac{\text{kgf}}{\text{cm}^2} \times \frac{2,2 \text{ lbf}}{1 \text{ kgf}} \times \frac{6,45 \text{ cm}^2}{1 \text{ pulg}^2}$$

$$P = 14,7 \frac{\text{lbf}}{\text{pulg}^2}$$

Problema 13

Una barra uniforme de acero tiene una longitud de 10 pulgadas y su masa es de 6 libras. ¿Cuál es la masa de la barra en gramos por cada centímetro?

Datos: $1 \text{ pulg} = 2,54 \text{ cm}$; $1 \text{ lb} = 454 \text{ g}$

Resolución:

Evaluemos la masa de la barra en lb/pulg

$$E = \frac{6 \text{ lb}}{10 \text{ pulg}} = 0,6 \frac{\text{lb}}{\text{pulg}}$$

Ahora transformemos a gramos por cm.

$$E = 0,6 \frac{\text{lb}}{\text{pulg}} \times \frac{454 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \times \frac{1 \text{ pulg}}{2,54 \text{ cm}}$$

$$E = 107,24 \frac{\text{g}}{\text{cm}}$$

Problema 14

Se necesita fundir 20 toneladas de cobre. Por cada kilogramo de cobre fundido se gasta 0,5 toneladas de carbón y se desprende 1 000 calorías por cada kilogramo de carbón utilizado. ¿Cuántas kilocalorías se desprendieron en total?

Resolución:

Con datos del problema, planteamos las siguientes equivalencias.

$$1 \text{ kg (Cu)} < > 0,5 \text{ tn (C)} = 0,5 \times 10^3 \text{ kg (C)}$$

$$1 \text{ kg (C)} < > 10^3 \text{ cal} = 1 \text{ kcal}$$

Luego, por factor unitario hallamos el calor necesario para fundir 20 tn(Cu)

$$20 \text{ tn (Cu)} = 20 \times 10^3 \text{ kg (Cu)} = 2 \times 10^4 \text{ kg (Cu)}$$

$$Q = 2 \times 10^4 \text{ kg (Cu)} \left(\frac{0,5 \times 10^3 \text{ kg (C)}}{1 \text{ kg (Cu)}} \right) \left(\frac{1 \text{ kcal}}{1 \text{ kg (C)}} \right)$$

$$\Rightarrow Q = 10^7 \text{ kcal}$$

Problema 15

La densidad del gas hidrógeno H_2 a cierta condición de presión y temperatura es $2 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$.

¿Cuántos kilogramos pesan 5 m^3 de gas H_2 ?

Resolución:

Tener en cuenta las equivalencias:

$$1 \text{ m} = 10^2 \text{ cm} \Rightarrow 1 \text{ m}^3 = 10^6 \text{ cm}^3$$

$$\text{Como: volumen} = 5 \text{ m}^3$$

$$\Rightarrow \text{Volumen} = 5 \times 10^6 \text{ cm}^3$$

$$\text{Se sabe: } \boxed{\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}}$$

De donde:

$$\text{masa} = (\text{densidad}) \times (\text{volumen})$$

$$\text{masa} = \left(2 \times 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right) (5 \times 10^6 \text{ cm}^3) \left(\frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} \right)$$

$$\text{masa} = 10 \text{ kg}$$

Problema 16

En una reacción de fisión nuclear, cierta masa radioactiva se transforma en energía equivalente a $20,9 \times 10^{17}$ ergios. ¿Cuál es la energía producida en kcal?

Resolución:

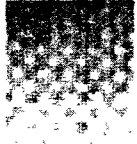
Equivalencias:

$$1 \text{ J} = 10^7 \text{ ergios} \quad ; \quad 1 \text{ kcal} = 4186 \text{ J}$$

Sea "E" la energía

$$E = 2,09 \times 10^{17} \text{ erg} \times \frac{1 \text{ J}}{10^7 \text{ erg}} \times \frac{1 \text{ kcal}}{4186 \text{ J}}$$

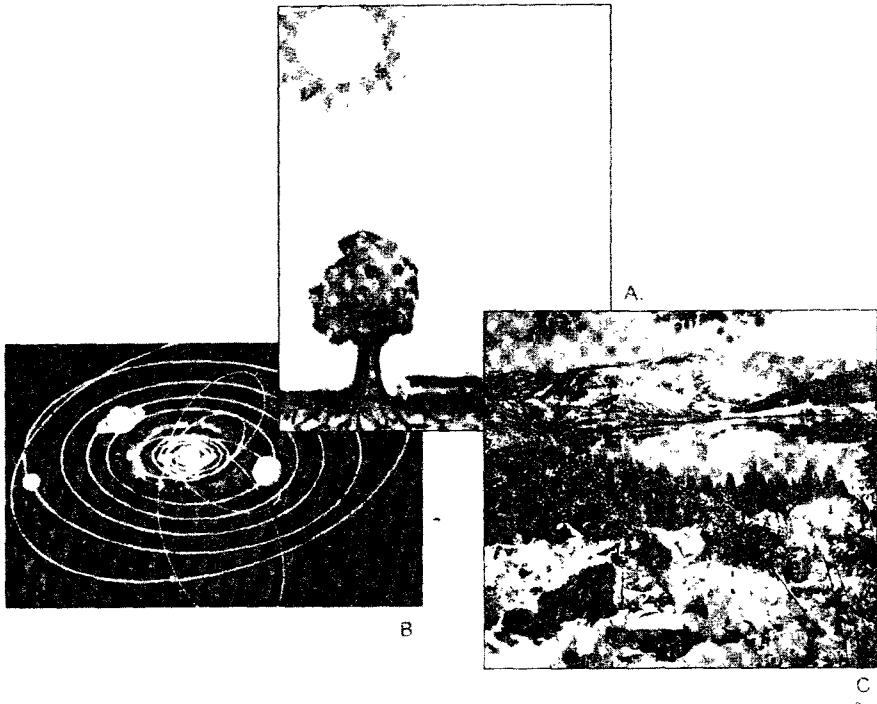
$$\Rightarrow E = 4,9 \times 10^6 \text{ kcal}$$



II

CAPÍTULO

Materia



- Muestra el sol, que es la principal fuente de energía, ésta luego se transforma en otros tipos de energía como calor, biológica, eléctrica, etc. La energía solar cumple función vital en plantas y animales.
- Muestra el sistema Solar formado por planetas y satélites, dichos cuerpos estelares **son cuerpos materiales gigantes** constituidos por los mismos elementos químicos que hay en la tierra.
- Tenemos el agua en sus tres estados de agregación molecular: sólido, líquido y gaseoso. El estado plasmático es sólo para sustancias simples o elementos, donde ésta se encuentra totalmente ionizado ($x^+ + e^-$)

MATERIA

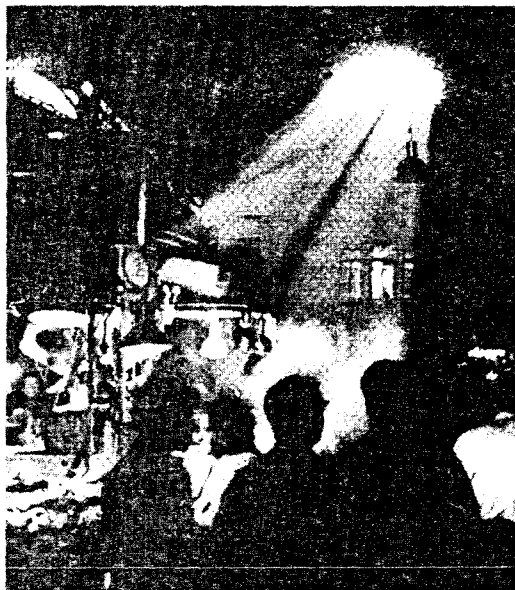
OBJETIVOS

- Ser capaz de diferenciar un cuerpo material o físico y la energía, y cómo se relacionan ambos.
- Comprender que, para reconocer los diferentes tipos de cuerpo material, se debe conocer sus propiedades físicas y químicas, según el estado en que se presenta.
- Aprender a separar los elementos de una mezcla según el tipo de sus componentes utilizando técnicas adecuadas y comprender que estas operaciones son tareas cotidianas en el laboratorio y la industria.
- Entender la importancia de un sistema químico para realizar investigaciones científicas.

INTRODUCCIÓN

Materia, es todo aquello que está a nuestro alrededor. Todo lo que forma el universo es materia, la cual se manifiesta como cuerpo físico o sustancia material y energía. La materia es muy compleja en su composición y propiedades; en busca de una explicación coherente y lógica de su composición y propiedades, es necesario clasificar los diferentes tipos de materia.

Así surge la definición de sustancia química pura (simple y compuesta) y mezcla (homogénea y heterogénea), fenómeno alotrópico, etc. Es necesario también definir el sistema químico y estudiar las técnicas de separación de mezclas, tan importantes en los procesos de separación y purificación de sustancias químicas puras. La materia ¿es sólo, aquello que posee masa y volumen? Definitivamente no. La energía también es una forma de materia, es **materia dispersada**, como lo sostenía Albert Einstein.



En esta figura, se tiene diversos ejemplos de materia, incluyendo la luz.

CONCEPTO DE MATERIA

Citemos algunos ejemplos de materia:

- A. Cuerpos gigantes del espacio sideral (Tierra, Luna, Marte, las estrellas, etc).
- B. Agua, sal de mesa, azúcar, alcohol, etc.
- C. Tiza, aire, cuaderno, lapicero, borrador, etc.
- D. Luz, ondas de radio y TV, rayos x, calor, etc.

¿Qué concepto podemos citar de la materia?

Podemos decir que:

Es todo aquello que constituye el Universo, se encuentra en constante movimiento y transformación mediante fenómenos físicos y químicos, principalmente; además su existencia es independiente de nuestros sentidos y del hombre.

El hombre estudia la materia según la forma como ésta se manifiesta:

1. **Forma Condensada (materia condensada, según Albert Einstein)**, sustancia o cuerpo material, posee dos características imprescindibles: masa y volumen (o extensión), como los ejemplos citados en A, B y C.
2. **Forma Dispersada (materia dispersada, según Einstein) o simplemente Energía**, como los ejemplos citados en D.

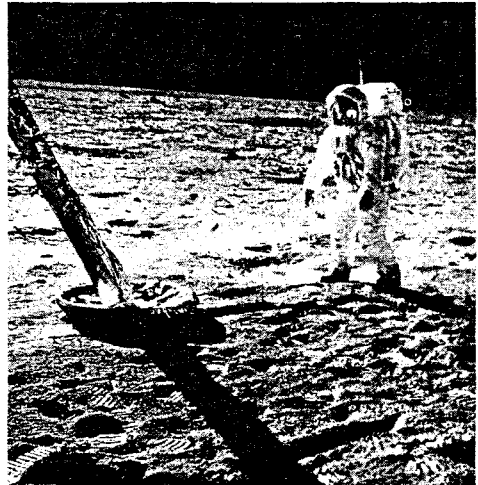
¿Qué es la masa de un cuerpo material?

La **masa**, es la cantidad de materia o cantidad de partículas (átomos, iones o moléculas) que posee un cuerpo y se mide en unidades apropiadas (gramo, kilogramo, libra, tonelada, etc).

La **masa inercial**, es la medida de la resistencia que ofrece a cambiar su estado de reposo o movimiento, llamado inercia. Por ejemplo, una bola de plomo ofrece mayor resistencia que un balón de fútbol, para ponerlos en movimiento; por lo tanto la bola de plomo tiene mayor masa (mayor inercia).

¿Qué es energía?

La **energía** es una forma o cualidad intangible de la materia que causa un cambio o interacción de cuerpos materiales; en otros términos, es la capacidad para realizar trabajo. Por lo tanto, todo cambio (o fenómeno) físico, químico o nuclear que ocurre en cuerpos materiales es causado por la energía. La energía puede ser mecánica (cinética y potencial), calorífica, luminosa, eléctrica, nuclear, electromagnética (ondas de TV, ondas de radio, microondas, rayos X, etc.).



El hombre sobre la luna. Todo lo que constituye los cuerpos siderales como la tierra, luna, júpiter, saturno, neptuno, las estrellas, etc., es materia.

RELACIÓN MASA-ENERGÍA

Albert Einstein, físico alemán, en 1905, en su obra "Teoría Especial de la Relatividad", plantea que la masa y energía son dos formas de la materia que están relacionados, mediante la siguiente expresión:

$$E = m \cdot c^2$$

Donde:

E = energía almacenada en un cuerpo material de masa "m"

c = velocidad de la luz

Además, si el cuerpo material sufre algún fenómeno o cambio se cumple:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2 \quad c = 3 \times 10^8 \frac{m}{s} = 3 \times 10^{10} \frac{cm}{s}$$



La energía solar se forma mediante reacción nuclear de fusión, donde una cierta masa solar se transforma en energía.

Donde:

Δm = variación de la masa del cuerpo material durante un cierto proceso, que se transforma en energía (ΔE)

ΔE = variación de energía en el proceso debido a " Δm ".

Es importante saber que, en los fenómenos físicos y químicos ordinarios, la variación de energía (" ΔE ") es muy pequeña debido a que " Δm " es insignificante (los instrumentos de medida no pueden detectarlo), por lo que es correcto afirmar que la masa de un sistema físico o químico permanece inalterable, o sea se cumple la ley de conservación de masa.

Sin embargo en procesos o fenómenos nucleares tiene alta significación porque involucra grandes cantidades de energía, provenientes de la conversión de una cierta masa (Δm) relativamente pequeña según la ecuación $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$.

Esta relación es muy utilizada para realizar cálculos de variación de masa y variación de energía en las reacciones nucleares de fisión nuclear, fusión nuclear, radiactividad, transmutaciones artificiales, etc. La fisión nuclear ocurre en las bombas atómicas y centrales nucleares; la fusión nuclear ocurre en forma natural en el sol y otras estrellas; es el origen de la energía solar.

Ejemplo:

En un proceso nuclear de fisión, 10 gramos de plutonio (Pu-239) se transforman en energía. Calcular dicha energía en Ergios y Joule.

Resolución:

Datos: $\Delta m = 10 \text{ g} = 10 \times 10^{-3} \text{ kg}$ $\Delta E = ?$

Se sabe:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2 = 10 \text{ g} \times (3 \times 10^{10})^2 \text{ cm}^2/\text{s}^2 = 9 \times 10^{21} \text{ ergios}$$

$$\Delta E = 10 \times 10^{-3} \text{ kg} \times (3 \times 10^8)^2 \text{ m}^2/\text{s}^2 = 9 \times 10^{14} \text{ Joule}$$

Cabe señalar que según la teoría de la relatividad, la **masa inercial** de un cuerpo aumenta con el aumento de su velocidad, según la siguiente ecuación:

$$m_r = \frac{m_i}{\sqrt{1 - \left(\frac{v_r}{c}\right)^2}}$$

Donde:

m_i = masa inicial (en reposo)

m_r = masa final, cuando su velocidad es " v_r ".

Esta relación es significativa sólo para cuerpos que viajan a grandes velocidades, como por ejemplo las partículas subatómicas aceleradas (electrones, protones, neutrones, etc.) en ciclotrones y betatrones, que son instrumentos creados por el hombre para incrementar la velocidad de partículas. Para cuerpos ordinarios, cuyas velocidades son muy pequeñas respecto a la velocidad de la luz, el incremento de la masa inercial es extremadamente pequeña que ningún instrumento de medida es capaz de detectar, por lo tanto no tiene mayor significado.

Quando se dice que la masa inercial de un cuerpo aumenta, no significa que va a aumentar el número de átomos o moléculas, pues éstos permanecen inalterables, lo que se quiere decir es que la fuerza para vencer su inercia aumenta, puesto que va incrementarse su velocidad.

Ejemplo:

Un electrón posee una masa en reposo igual a $9,1 \times 10^{-28}$ g. Un acelerador de partículas le dota de una velocidad igual a $3/4$ de la velocidad de la luz. ¿Cuál es el porcentaje de variación de su masa inercial?

Resolución:

Datos:

$$m_i = 9,1 \times 10^{-28} \text{ g}$$

$$v_r = \frac{3}{4} C$$

$$\Delta m = m_r - m_i$$

$$\% \Delta m = \frac{\Delta m}{m_i} \times 100 \dots (\alpha)$$

Calculemos primero la masa final:

$$m_r = \frac{m_i}{\sqrt{1 - \left(\frac{v_r}{C}\right)^2}} = \frac{9,1 \times 10^{-28} \text{ g}}{\sqrt{1 - \left(\frac{3C}{4C}\right)^2}}$$

$$m_r = \frac{9,1 \times 10^{-28} \text{ g}}{\sqrt{1 - 9/16}} = \frac{9,1 \times 10^{-28} \text{ g}}{\sqrt{\frac{7}{16}}}$$

$$m_r = \frac{9,1 \times 10^{-28} \text{ g}}{\frac{\sqrt{7}}{\sqrt{16}}} = \frac{9,1 \times 10^{-28} \text{ g} \times 4}{\sqrt{7}}$$

$$m_r = \frac{36,4 \times 10^{-28} \text{ g}}{2,6457} = 13,75 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Luego, la variación (aumento) de masa será:

$$\Delta m = 13,75 \times 10^{-28} \text{ g} - 9,1 \times 10^{-28} \text{ g} = 4,65 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Finalmente, reemplazando en (α)

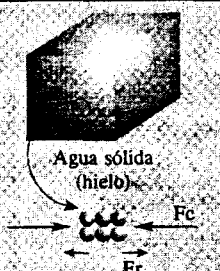
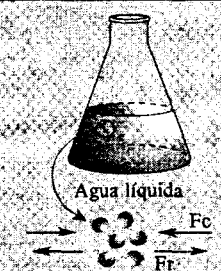
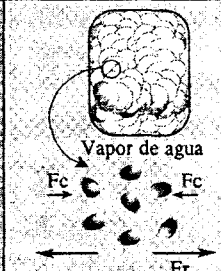
$$\% \Delta m = \frac{4,65 \times 10^{-28} \text{ g}}{9,1 \times 10^{-28} \text{ g}} \times 100 = 51\%$$

Observamos que el aumento de masa inercial del electrón es significativa, puesto que representa el 51 % respecto de su masa en reposo.

ESTADOS FÍSICOS DE LA MATERIA

El cuerpo material se presenta en el Universo en cuatro estados: sólido, líquido, gaseoso y plasmático. Los tres primeros son más comunes a temperatura ambiental y por lo tanto de mayor importancia, por ahora los trataremos en forma somera. Posteriormente, estos estados son analizados con mayor profundidad.

El siguiente cuadro nos muestra una breve comparación de los tres estados físicos de la materia en base a la sustancia agua.

ESTADO SÓLIDO	ESTADO LÍQUIDO	ESTADO GASEOSO
 <p>Agua sólida (hielo)</p>	 <p>Agua líquida</p>	 <p>Vapor de agua</p>
<ul style="list-style-type: none"> • Posee forma y volumen definido. • Las partículas sólo poseen movimiento de vibración debido a $F_c < F_r$. • Es incompresible. 	<ul style="list-style-type: none"> • Posee volumen definido y forma variable. • Las partículas vibran y resbalan uno sobre otro debido $F_r = F_c$. • Compresibilidad casi nula. 	<ul style="list-style-type: none"> • Posee forma y volumen variable. • Sus partículas se encuentran muy separadas y con movimiento de traslación debido $F_r > F_c$. • Alta compresibilidad.

Donde:

F_c = fuerza de cohesión o atracción intermolecular

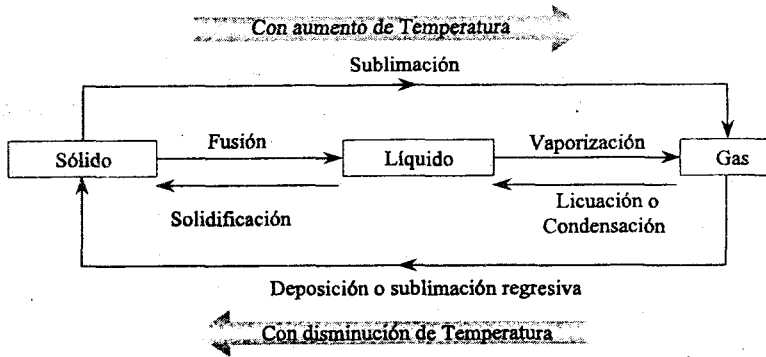
F_r = fuerza de repulsión intermolecular

Partícula = molécula.

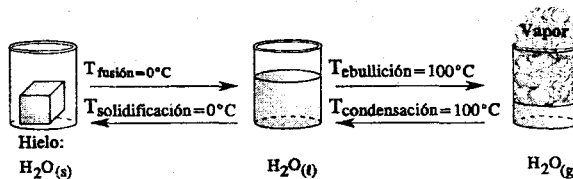
A los líquidos y gases se los llama fluidos, debido a la gran movilidad de sus moléculas, por lo que no ofrecen resistencia a la deformación y por diferencia de presiones fluyen de mayor a menor presión.

Cambios de Estado Físico. Como se puede apreciar en los ejemplos citados, un estado físico depende del grado de movimiento de sus partículas, por lo tanto depende de factores externos como la temperatura y presión.

El siguiente esquema nos muestra el nombre específico de los cambios de estado a presión constante, solo por efecto de la temperatura:



Ejemplo ilustrativo:



Ejemplos de sublimación:



Ejemplo de deposición o sublimación regresiva:



Estado plasmático. Es un estado de alta energía, donde la materia está totalmente ionizada en forma de cationes y electrones libres ($x^+ + e^-$). Las estrellas, por ejemplo el sol, están formadas por plasma de hidrógeno ($\text{H}^+ + e^-$) y helio ($\text{He}^{+2} + 2e^-$), a temperaturas ésto muy altas ($T > 10\ 000\ ^\circ\text{C}$). Por lo tanto, el estado plasmático es el más abundante en el Universo.

Artificialmente, se puede obtener plasma de cualquier elemento, sometiendo a una temperatura muy alta ($T \geq 10\ 000\ ^\circ\text{C}$) en un aparato llamado plasmatrón.

PROPIEDADES DE LA MATERIA (del cuerpo material)

Una sustancia se identifica y se distingue de otras por medio de sus propiedades o cualidades físicas y químicas. Las propiedades son las diversas formas en que impresionan los cuerpos materiales a nuestros sentidos o a los instrumentos de medida; así podemos diferenciar el agua del alcohol, el hierro del oro, azúcar de la sal, etc, debido a sus propiedades.

Las propiedades de la materia pueden clasificarse en dos grandes grupos: generales y específicas.

I. Propiedades generales. Son las propiedades que presenta todo cuerpo material sin excepción y al margen de su estado físico, así tenemos:

Masa. Mide la cantidad de sustancia.

Volumen. Un cuerpo ocupa un lugar en el espacio

Impenetrabilidad. El espacio ocupado por un cuerpo no puede ser ocupado por otro al mismo tiempo.

Divisibilidad. Todo cuerpo puede dividirse en fracciones cada vez más pequeñas.

Porosidad. Todo cuerpo posee espacios intermoleculares

Peso. Todo cuerpo es atraído por acción de la gravedad

Así por ejemplo el agua y el oro poseen las mismas propiedades generales: masa y volumen, se pueden dividir, tienen peso, el espacio ocupado por ellos no puede ser ocupado por otro al mismo tiempo, etc.

II. Propiedades específicas (o particulares). Son las propiedades peculiares que caracterizan a cada sustancia, permiten su diferenciación con otra y su identificación. Entre estas propiedades podemos citar: densidad, punto de ebullición, punto de fusión, índice de refracción de la luz, dureza, tenacidad, ductibilidad, maleabilidad, solubilidad, reactividad, actividad óptica, energía de ionización, electronegatividad, acidez, basicidad, calor latente de fusión, calor latente de evaporación, etc.

Así por ejemplo el azúcar y la sal poseen las mismas propiedades generales, pero se diferencian por sus propiedades específicas, como sabor, densidad, solubilidad en el agua, punto de fusión. El vidrio y el hierro se diferencian por sus propiedades específicas, así por ejemplo, el vidrio es frágil (se rompe fácilmente por martilleo o golpe) mientras que el hierro, por acción del martilleo, solo se deforma hasta convertirse en láminas (propiedad que se denomina **maleabilidad**), etc.

A su vez las propiedades específicas pueden ser químicas o físicas dependiendo de si se manifiestan con o sin alteración en su composición interna o molecular.

2.1 Propiedades físicas. Son aquellas propiedades que impresionan nuestros sentidos sin alterar su estructura o composición interna o molecular.

Ejemplos: Densidad, estado físico (sólido, líquido o gaseoso), propiedades **organolépticas** (color, olor y sabor), temperatura de ebullición, punto de fusión, solubilidad, dureza, conductividad eléctrica, conductividad calorífica, calor latente de fusión, etc.

A su vez las propiedades físicas pueden ser **extensivas** o **intensivas**



El agua, la cuchara y el vaso poseen las mismas propiedades generales, pero se diferencian en base a sus propiedades específicas o particulares

- **Propiedades Extensivas.** El valor medido de estas propiedades **dependen de la cantidad del cuerpo material** (masa).

Como ejemplos podemos citar: inercia, peso, área, volumen, presión de un gas, calor ganado o perdido, etc.

Son aditivos (se suman), así por ejemplo, dos piezas de alambre de hierro tendrán juntas un volumen total igual a la suma de los volúmenes de los dos.

- **Propiedades Intensivas.** El valor medido de estas propiedades **no dependen de la cantidad de cuerpo material**, su valor es constante a ciertas condiciones en la que se efectúa la medida.

Como ejemplos podemos citar: densidad, temperatura de ebullición, color, olor, sabor, calor latente de fusión, reactividad, energía de ionización, electronegatividad, molécula gramo, átomo gramo, equivalente gramo, etc.

No son aditivos, así por ejemplo, 10 ml de H₂O a 4°C (densidad = 1 g/cm³) se mezcla con 20 ml de H₂O a 4°C (densidad = 1 g/cm³), la mezcla resultante tiene una densidad igual a 1 g/cm³ y temperatura igual a 4°C, ya que la densidad y temperatura son propiedades intensivas.

Tabla 2.1: Propiedades físicas de algunas sustancias comunes (a una atmósfera de presión)

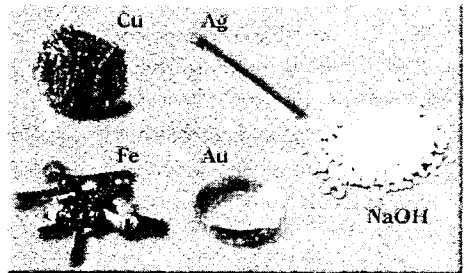
Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Densidad (g/cm ³)	Solubilidad en agua 25°C (g/100 g)
H ₂ O	0	100	1,00	...
NaCl	801	1473	2,16	36,1
CH ₄ (metano)	182,5	-161,5	6,67×10 ⁻⁴	0,0022
O ₂	-218,8	-183,0	1,33×10 ⁻³	0,004
Fe (hierro)	1530	3000	7,86	insoluble
CH ₃ COOH (ácido acético)	16,6	118,1	1,05	muy alta
C ₆ H ₆ (benceno)	5,5	80,1	0,879	0,07
Br ₂	-7,1	58,8	3,12	3,51
H ₂ SO _{4(l)}	10,3	338	1,84	Muy alta
Fósforo blanco	44	280	1,82	Insoluble
Azufre rómbico	115	445	2,08	Insoluble
Antraceno	217	342	1,24	Insoluble

2.2 Propiedades químicas. Son aquellas propiedades que se manifiestan al alterar su estructura interna o molecular, cuando interactúan con otra(s) sustancia(s).

Ejemplos: El Fe se oxida a temperatura ambiental (para formar óxido de hierro, Fe_2O_3) y el Oro no se oxida; el CH_4 es combustible (se combina con el O_2 del aire) y el CCl_4 no es combustible; el sodio reacciona violentamente con el agua fría para formar hidróxido de sodio ($NaOH$) y el calcio reacciona muy lentamente con el agua para formar hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$), el alcohol (C_2H_5OH) es inflamable y el H_2O no lo es; el ácido sulfúrico (H_2SO_4) quema la piel y el ácido cítrico no, etc.

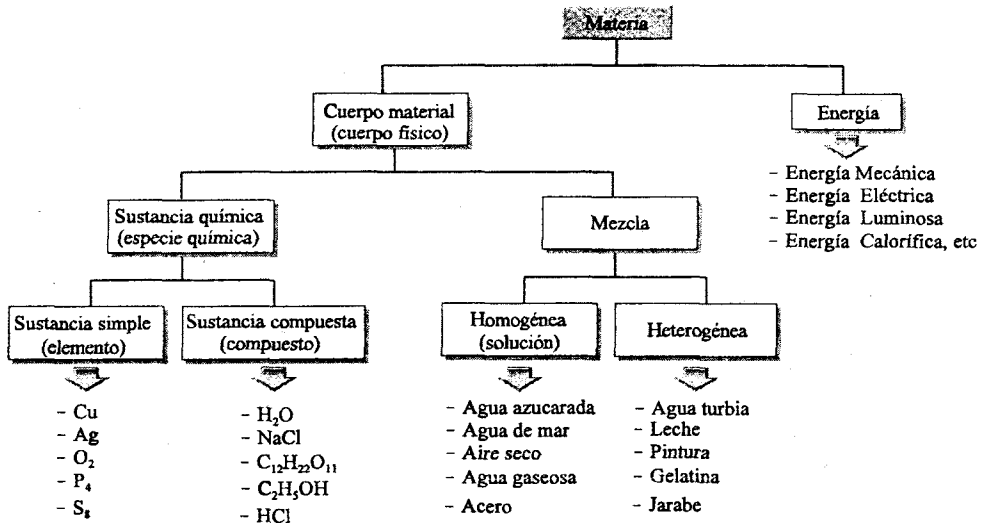
CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

Existen diversos tipos de cuerpos materiales o sustancias que se presentan en la naturaleza bajo diversas formas y tamaños. Cabe señalar que al químico le interesa la composición o constitución de los cuerpos materiales para comprender sus diversas propiedades y darles aplicación práctica para satisfacer alguna necesidad humana o buscar mejorar dichas propiedades, con los mismos fines.



Los diferentes metales son sustancias simples; mientras que el hidróxido de sodio ($NaOH$) o soda cáustica es un compuesto.

A continuación se muestra un diagrama de la clasificación general de la materia.



Sustancia química o especie química. Antes de dar un concepto, veamos algunos ejemplos de sustancias simples y sustancias compuestas.

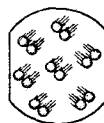
Son ejemplos de **sustancias químicas simples**:



Hierro (Fe)
(I)



Mercurio (Hg)
(II)

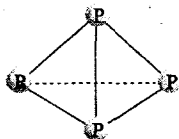


Oxígeno (O₂)
(III)



Fósforo (P₄)
(IV)

- El bloque de hierro (figura I) está constituido sólo por átomos de hierro (Fe).
- El mercurio (figura II) está constituido o formado sólo por átomos de mercurio (Hg).
- En el balón de acero (figura III) sólo hay **moléculas** diatómicas de gas oxígeno ($\{\text{O}_2\}$, partícula formada por la unión de dos átomos de oxígeno (O₂)).
- En la figura IV, se tiene fósforo sólido, que sólo está formado por **moléculas** tetraatómicas de fósforo (P₄): partícula formado por 4 átomos de fósforo.



Son ejemplos de **sustancias compuestas** (o compuesto):



Agua
(V)



Azúcar
(VI)



Gas de cocina
(VII)



Sal de mesa
o común
(VIII)

- El agua (figura V) está formado por pequeñas partículas llamadas **moléculas** constituido por 2 átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno (H₂O), la molécula es triatómica.
- El azúcar (figura VI) está formado por moléculas de azúcar, C₁₂H₂₂O₁₁ (constituidas por 45 átomos).
- El gas de cocina o gas propano (figura VII), está formado por **moléculas** de propano, C₃H₈ (constituida por 11 átomos).
- La sal común o cloruro de sodio (figura VIII) está formada por átomos con carga eléctrica (iones): Na⁺ (ion sodio) y Cl⁻ (ion cloruro), se representa por la fórmula NaCl.

Ahora si estamos en condiciones de plantear un concepto sobre **sustancia química**, **sustancia simple** y **sustancia compuesta**, así:

Sustancia química, es todo cuerpo material homogéneo con composición química definida (posee fórmula o representación simbólica) y por lo tanto, sus propiedades específicas o propias, como por ejemplo la densidad, solubilidad, reactividad, punto de ebullición, etc. son constantes a determinadas condiciones.

Sustancia simple, está constituida por átomos de un mismo elemento (o moléculas homoatómicas), por lo tanto, no pueden descomponerse en otras más sencillas.

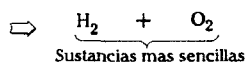
Así por ejemplo, el hierro, mercurio, oxígeno, fósforo, etc. no pueden descomponerse en sustancias mucho más simples o sencillas.

Sustancia Compuesta, está constituida por átomos de elementos diferentes (o moléculas heteroatómicas), por lo tanto, son susceptibles a descomponerse en sustancias sencillas en cuanto se refiere a su constitución atomística.

Así por ejemplo:

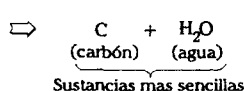
H₂O
Agua

por acción de la corriente eléctrica se descompone en ...



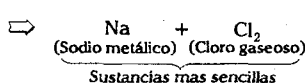
C₁₂H₂₂O₁₁
Azúcar

sometida a altas temperaturas se descompone en ...



NaCl
Sal

por acción de la corriente eléctrica se descompone en ...



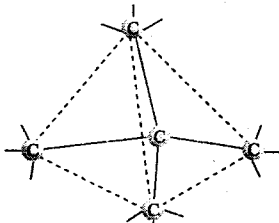
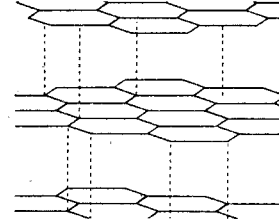
ALOTROPÍA

Primero veamos ejemplos del fenómeno alotrópico

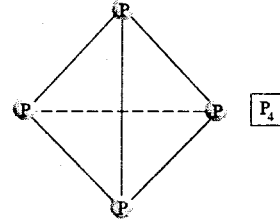
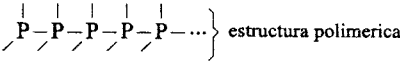
I. El oxígeno se presenta en la naturaleza como O₂ (dioxígeno) y O₃, ozono (trioxígeno):

El O₂, cumple función vital, es un gas incoloro, inodoro e insípido, poco reactivo; el O₃, es un gas azulado, olor picante, tóxico (no cumple función vital), irrita las mucosas, muy reactivo (oxidante energético), más denso, se usa como agente de blanqueo, desinfectante (en potabilización del agua), desodorizante, etc.

2. El carbono se encuentra en la naturaleza principalmente bajo dos formas alotrópicas.

Diamante	Grafito
 <ul style="list-style-type: none"> • Los átomos de carbono poseen distribución espacial tetraédrica en torno a un átomo de carbono. • Es sólido cristalino transparente. • Es mal conductor eléctrico. • Es el material más duro que se conoce. 	 <ul style="list-style-type: none"> • Los átomos de carbono se ordenan formando hexágonos planares (capas deslizables). • Sólido negro (con brillo metálico). • Es buen conductor eléctrico. • Es muy blando y untuoso. • A presiones altas se transforma en diamante. • Se utiliza como lubricante.

3. El fósforo posee dos formas alotrópicas estables.

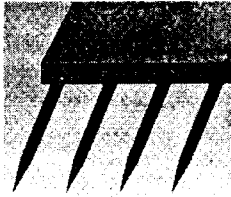
Fósforo blanco	Fósforo rojo
 <ul style="list-style-type: none"> • Es sólido molecular, sus moléculas son piramidales, es blanco amarillo. • Muy reactivo, arde espontáneamente al aire libre. • Presión de vapor alta, $T_{\text{fusión}} = 44^{\circ}\text{C}$, soluble en sulfuro de carbono (CS_2), etc. • Produce quemaduras al contacto con la piel y es muy venenoso. 	 estructura polimérica $\boxed{\text{P}_x}$; $x = \text{número muy grande}$ <ul style="list-style-type: none"> • Es sólido covalente. • Es poco reactivo, no arde espontáneamente al aire libre. • Punto de fusión más alto y presión de vapor más baja que el fósforo blanco, insoluble en CS_2. • No quema la piel al ponerse en contacto y no es venenoso.

4. El azufre, posee también dos formas alotrópicas más comunes: rómbica y monoclinica. La rómbica es el azufre nativo, es sólido amarillo limón, densidad = 2,07g/cc, $T_{\text{fusión}} = 114^{\circ}\text{C}$, insoluble en agua y muy soluble en sulfuro de carbono (CS_2); la monoclinica se obtiene fundiendo el azufre nativo y dejándolo enfriar lentamente, es sólido amarillo oscuro, densidad = 1,97g/cc, $T_{\text{fusión}} = 119^{\circ}\text{C}$, es inestable (al aire libre se transforma espontáneamente en azufre rómbica).

¿Cómo podemos definir la alotropía?

De la siguiente forma:

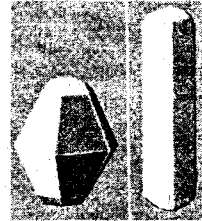
Es la existencia en un mismo estado físico de dos o más formas moleculares o cristalinas de un elemento químico; debido a ello, sus propiedades son diferentes.



Grafito, se emplea en la fabricación de lapices, mezclados con arcilla



Diamante, es el material más duro y se emplea como piedra preciosa de alto valor monetario.



Azufre rómbico y azufre monoclinico, dos formas alotrópicas.

¿Todos los elementos poseen alotropía?

No todos, sólo algunos, como C, O, P, S, Se, As, Sb, Bi, Fe, Sn, etc.

MEZCLA

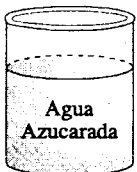
Casi todos los cuerpos materiales que nos rodean son mezclas, por lo tanto es muy difícil encontrar sustancias químicamente puras. Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas.

Son ejemplos de **mezclas homogéneas**.

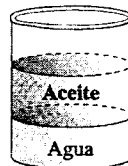
- Agua azucarada.
- El aire (libre de partículas suspendidas).
- El acero (aleación de C y Fe)
- Agua potable, agua de ríos, mares y lagos.
- Las bebidas gasificadas.
- Latón (aleación de Zn y Cu)
- Bronce (aleación de Sn y Cu)
- Keroseno, gasolina, gas natural, etc.
- Agua oxigenada
- Vinagre
- Agua regia (HCl + HNO₃)

Son ejemplos de **mezclas heterogéneas**

- Agua y aceite
- Limaduras de hierro y azufre en polvo
- **Suspensiones** (aire polvoriento, agua turbia, jarabes, laxantes, etc)
- **Coloides** (leche, almidón, clara de huevo, pintura, geles, mayonesa, mantequilla, neblina, queso, piedra pómez, espuma, sangre, etc).
- Mezcla de arena y cemento.
- Benceno y agua



A simple vista o con ayuda del microscopio no se puede diferenciar la separación de agua y azúcar.



A simple vista se diferencia la separación de agua y aceite

Entonces, **¿qué es una mezcla?**

Es la reunión de dos o más sustancias químicas en cualquier proporción, donde las propiedades de los componentes se conservan, o sea no hay combinación química; por lo tanto, son susceptibles a la separación por medios mecánicos o físicos (**análisis inmediato**).

¿Qué es mezcla homogénea o solución?

Es aquella que, a simple vista o con ayuda de instrumentos como el microscopio, no se puede diferenciar la separación de sus componentes; por lo tanto, constituye una masa homogénea, pues cualquier porción que se tome tendrá la misma composición y propiedades.

¿Qué es mezcla heterogénea?

Es aquella que, a simple vista o con ayuda de instrumentos, se diferencia la separación de sus componentes y cualquier porción que se tome tendrá composición y propiedades diferentes.

FENÓMENOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

Son ejemplos de fenómenos físicos:

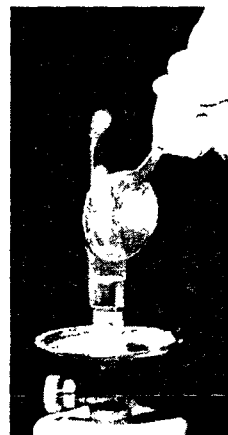
1. Cuando un clavo de acero ($\text{Fe} + \text{C}$) se dobla, sigue siendo acero; luego podemos enderezarlo recobrando su forma original.
2. Si calentamos una bola de hierro se dilata (aumenta su volumen), si la enfriamos hasta su temperatura inicial recupera su volumen original.
3. Un trozo de hielo (H_2O) se derrite cuando elevamos su temperatura, obteniéndose agua líquida; si la enfriamos nuevamente hasta su temperatura inicial (0°C), obtenemos nuevamente el hielo original.

Entonces, **¿qué es un fenómeno físico?**

Son transformaciones transitorias, donde las mismas sustancias se encuentran antes y después del fenómeno, es decir, no hay alteración en su estructura molecular. Es fácilmente reversible mediante otro fenómeno físico.

Son ejemplos de fenómenos químicos:

1. Si calentamos hierro (sólido gris) al aire libre, en la superficie se forma un polvo rojizo pardusco (óxido de hierro, Fe_2O_3). Si enfriamos es imposible obtener nuevamente el hierro.
2. Cuando quemamos (combustión) papel, se desprende humo ($\text{CO}_2 + \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$) y queda su ceniza (K_2CO_3 , Na_2CO_3 , . . .). Si juntamos el humo con la ceniza y los enfriamos, es imposible obtener nuevamente el papel.



La energía luminosa (candela) se origina por combustión de gas propano (fenómeno químico) y la cuchara se dilata (fenómeno físico).

3. Si disolvemos sal de Andrews (contiene NaHCO_3 como antiácido) en agua, se libera gas (CO_2) y en el fondo del vaso aparece un precipitado blanco de sabor caústico (Na_2CO_3). Ocurrió un fenómeno químico, porque aparece nuevas sustancias.
4. Digestión, respiración, fotosíntesis, fermentación, descomposición (putrefacción) de alimentos, etc., son otros ejemplos de fenómenos químicos.

Entonces, ¿qué es un fenómeno químico o combinación química?

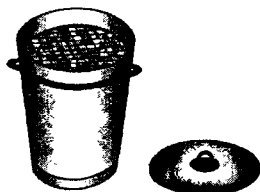
Son transformaciones permanentes, donde una o varias sustancias desaparecen, y una o varias sustancias nuevas se forman, es decir hay alteraciones en su estructura íntima o molecular. No es reversible mediante procesos físicos.

MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE LAS MEZCLAS

Existen muchos métodos, aquí trataremos los más importantes procedimientos mecánicos y físicos: El siguiente cuadro nos muestra los principales métodos de separación de las mezclas según los componentes.

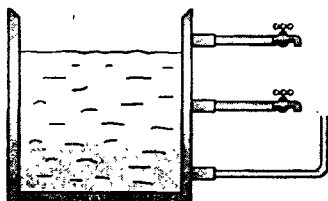
Tipos de mezcla	Métodos de separación	Ejemplos
Mezcla de sólidos	Tamizado	Separación de arena y cemento. Separación de harina (polvo fino) y afrecho (polvo grueso).
	Levigación	Separación de minerales de plata y su ganga. Separación de oro y de su ganga.
Mezcla de sólidos y líquidos	Decantación	Separación de arena y agua
	Sifón	Extracción de agua madre dejando el azúcar cristalizado.
	Filtración	Separación de las semillas y otras partículas de jugo de limón
	Centrifugación	Separación de partículas sólidas del jugo de caña de azúcar
	Cristalización	Por vía húmeda : cristalización de azúcar. Por vía seca : cristalización de yodo.
Mezcla de líquidos	Destilación simple	Separar sal (NaCl) de agua, por calentamiento
	Destilación fraccionada	Separación de líquidos miscibles (agua y alcohol)
	Decantación o sifón	Separación de líquidos no miscibles (agua y aceite)

1. Tamizado. - Mediante un tamiz, zarandas o cernidores (redes de mallas más o menos gruesas o finas) se separan partículas sólidas según su tamaño. Se coge un tamiz que deje pasar el polvo más fino y retenga el más grueso. Por ejemplo en los molinos, se utiliza este procedimiento para separar la harina del afrecho (salvado).



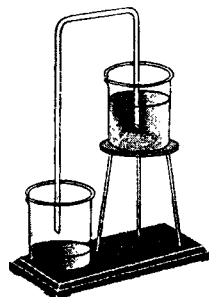
UN TAMIZ

2. Levigación. - Se emplea en la separación de minerales (material que contiene alta concentración de un metal) de rocas y tierras de escaso valor industrial (gangas). Primero se pulveriza el mineral en bruto (mineral+gangas), luego se coloca la mezcla en un recipiente se le aplica una corriente de agua. El mineral, por su mayor peso (mayor densidad) queda en el fondo del recipiente y la ganga que flota es arrastrada por el agua.



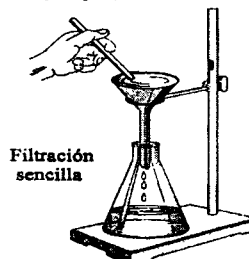
LEVIGADOR

3. Decantación. - Sirve para separar sólidos de líquidos, y líquidos no miscibles. En el primer caso, el sólido sedimenta (por su mayor peso), luego se inclina el recipiente y dejando escurrir el líquido en otro recipiente queda sólo el sólido sedimentado. También se puede emplear el método de sifón, que consiste en un tubo doblado de tal modo que la rama más corta se introduce en el líquido de la mezcla ya sedimentada y se aspira por la rama más larga para hacer el vacío parcial en el interior del tubo, con lo cual la presión atmosférica empuja al líquido separándolo del sedimento.



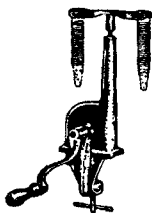
SIFÓN

4. Filtración. - Se separan los sólidos de los líquidos utilizando paredes o capas porosas, cuyos poros dejan pasar el líquido y retienen los sólidos. Como materias filtrantes pueden utilizarse el papel poroso, tejidos de tela, arena fina en capa espesa, el carbón de madera en polvo, etc. Ejemplo, el colado de café.



Filtración sencilla

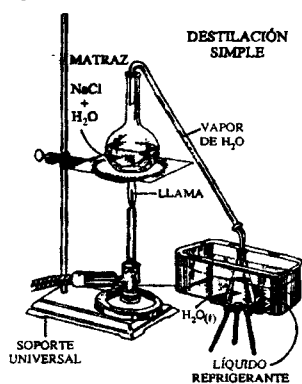
5. Centrifugación. - A veces, la sedimentación es muy lenta; para acelerar esta operación, la mezcla se coloca en un recipiente que se hace girar a gran velocidad; por acción de la fuerza centrífuga, los componentes más pesados se sedimentan rápidamente y los livianos quedan como sobrenadante. Luego, la operación que se sigue es la decantación.



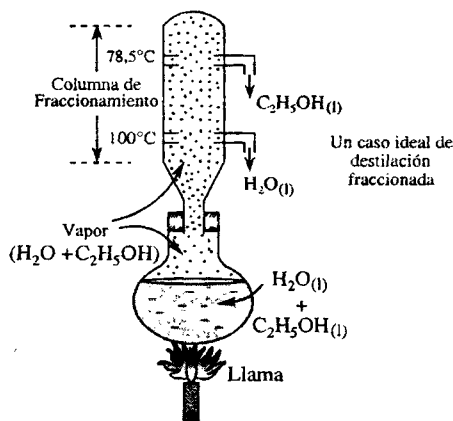
CENTRÍFUGA MANUAL

6. Destilación. - Consiste en hacer pasar una mezcla al estado de vapor por calentamiento y luego por refrigeración, condensarla nuevamente. Es de dos tipos: destilación simple y destilación fraccionada.

6.1 Destilación Simple. Es para separar sólidos disueltos en líquidos. Por ejemplo si queremos separar sal (NaCl) y agua, se calienta la mezcla homogénea: el agua se evapora y luego se condensa, y en el recipiente queda NaCl sólido que no se evapora.



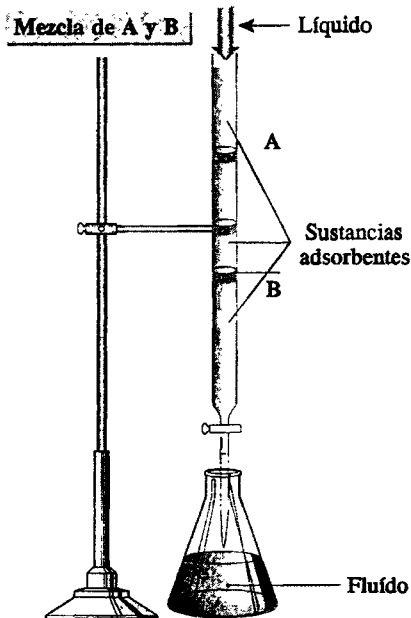
6.2 Destilación Fraccionada. Es un proceso físico para separar líquidos miscibles en base a la diferencia en sus puntos de ebullición o condensación. Por ejemplo la mezcla de agua y alcohol (C_2H_5OH) se calienta. Primero se evapora con mayor rapidez el de menor temperatura de ebullición (Teb. de alcohol= $78,5^\circ C$) y luego el de mayor temperatura de ebullición (Teb de $H_2O=100^\circ C$), luego los vapores se condensan en recipientes separados. Esta operación se lleva a cabo en columnas de fraccionamiento o de rectificación.



7. Cromatografía. - Son técnicas modernas de separación de mezclas. Se conocen varias formas como son: cromatografía de columna, de capa delgada, de papel y la cromatografía de gases.

Se fundamenta en el hecho de que algunas sustancias sólidas químicamente inertes y en forma de polvos finos poseen gran superficie específica (fase estacionaria), caracterizándose por tener la propiedad de fijar o adsorber (fijar en su superficie) una gran cantidad de sustancias químicas. Variando el grado de fijación de una sustancia a otra, se logran separar sustancias mezcladas.

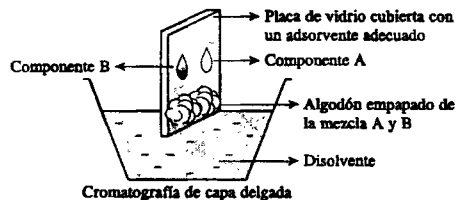
7.1 Cromatografía de columna. Consiste en un tubo de vidrio dentro del cual se coloca la sustancia adsorbente (albúmina, sílice, carbón vegetal, etc) que constituye la fase estacionaria y por el extremo superior se adiciona la mezcla de las sustancias que se desea separar; luego se añade un solvente (líquido) apropiado (fase móvil) con el objeto de disolver las sustancias en cuestión y al ser arrastradas a lo largo de la columna uno de los componentes quedará absorbido y el otro que no es absorbido saldrá disuelto con el líquido. Finalmente por evaporación del solvente se obtendrá uno de los componentes de la mezcla con alto grado de pureza.



formando una película delgada. Con la ayuda de un algodón que se empapa con la mezcla (A y B) que se va a separar, se coloca en un extremo de la placa, cuidándose de situar dicho extremo hacia abajo en contacto con el disolvente, pero sin permitir que el algodón alcance a tocar el disolvente.

Este va ascendiendo por la parte seca de la placa en forma lenta, mientras que el absorbente actúa como un secante.

Cuando el disolvente ha subido hasta cubrir casi la totalidad del absorbente se retira la placa, se pone a secar y finalmente se trata con un reactivo químico apropiado con el fin de poder revelar las manchas y así poder observarlas. La placa ya revelada se llama *cromatograma* y muestra las manchas separadas que indican el número de componentes de la mezcla. Cada componente corresponde a una mancha. Luego para identificar los componentes se toma la distancia desde el origen de la placa a la mancha y se divide por la distancia del origen al frente del disolvente; este cociente se toma como base para la identificación de los componentes por separado, comparando los valores encontrados con el cociente de muestras patrones determinado en condiciones similares.



7.2 Cromatografía de capa delgada. En esta técnica se utiliza una sustancia adsorbente, la cual se halla extendida en forma regular sobre una placa de vidrio,

Las otras cromatografías son más complejas, pero todas ellas tienen el mismo fundamento que ya se ha indicado (con una fase móvil y una fase estacionaria)

8. Cristalización. - Es el proceso mediante el cual se obtiene sólidos cristalinos a partir de sus mezclas. Un sólido cristalino posee en su estructura interna un ordenamiento regular de sus partículas (átomos, iones o moléculas) formando figuras geométricas regulares (mayor información en capítulo XII).

En el laboratorio se obtienen por dos caminos:

- 1. Cristalización por vía húmeda.** Podemos seguir dos procedimientos: (1) se prepara una solución saturada de cierto sólido que se desea cristalizar, por ejemplo la sal común (NaCl), y se deja reposar en recipientes cilíndricos de vidrio, anchos y bajos, llamados **cristalizadores**. El disolvente, por ejemplo el agua, se evapora y el sólido disuelto cristaliza poco a poco. Esta operación se puede agilizar agregando un sólido inerte insoluble (**soporte**) o bien introduciendo en el cristalizador una pequeña cantidad del sólido que se desea cristalizar (**germen**); (2) se prepara una solución saturada en disolvente caliente, luego de dejarla enfriar, se obtiene una solución sobresaturada y pronto aparecen los cristales. Este fenómeno ocurre debido a que la solubilidad del sólido a menos temperatura es menor; entonces el exceso que no puede disolverse en el disolvente frío, se precipita en forma de sólido cristalino. El líquido, en el seno del cual se han formado los cristales, se conoce con el nombre de **aguas madres**.
- 2. Cristalización por vía seca.** Se puede seguir también mediante dos procedimientos, dependiendo del tipo de sólido a cristalizar: (1) se funde (se pasa al estado líquido) el sólido a alta temperatura, luego se enfría y al solidificarse se forman los cristales, así por ejemplo se obtiene el azufre cristalizado; (2) ciertos sólidos que fácilmente se subliman (paso de sólido a gas), como gas o vapor se pone en contacto con una superficie fría, y sobre ésta se forman los cristales. Así se cristaliza el yodo (I_2) y ácido benzoico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$).

SISTEMA QUÍMICO

El químico, en su labor cotidiana dentro del laboratorio, siempre utiliza sistemas químicos

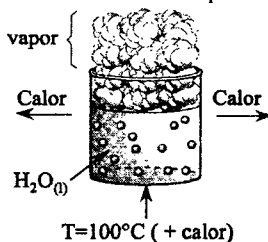
¿Qué es un sistema químico?

Es una porción de cuerpo material con límites específicos y que es objeto de estudio y/o análisis con algunos fines específicos

Los límites de un sistema son muy importantes para poder determinar si hay paso de materia o energía desde el sistema hacia afuera (entorno o alrededores) o desde los alrededores hacia el sistema. Hay tres tipos de sistemas

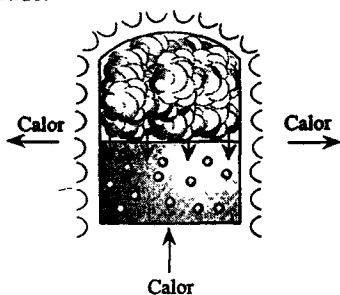
1. Sistema abierto. Es aquel en el cual la masa y la energía pueden entrar o salir libremente del sistema.

Ejemplo: Ebullición de agua a nivel del mar en un recipiente abierto.



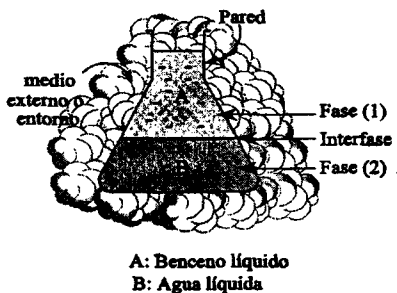
2. Sistema cerrado. La masa dentro del sistema permanece constante, pero la energía puede salir o entrar al sistema.

Ejemplo: Ebullición del agua en un recipiente cerrado.



3. Sistema cerrado y aislado. La masa y la energía dentro del sistema permanecen constantes. Por ejemplo agua hervida (95°C) dentro de un termo por espacio de 10 minutos.

PARTES DE UN SISTEMA



Medio Externo. Es todo aquello que rodea al sistema.

Pared del Sistema. Es el medio material que separa el medio externo y el sistema propiamente dicho.

Fase (ψ). Es toda materia (masa) homogénea, por lo tanto las sustancias puras y mezclas homogéneas, cada una constituyen una sola fase.

En el ejemplo ilustrado (mezcla de agua y benceno) hay **2 fases** (el sistema es **difásico**): agua líquida y benceno líquido, ya que cada uno constituye una masa homogénea.

Según el número de fases, el sistema puede ser:

SISTEMA	NÚMERO DE FASES
Monofásica	1 ψ
Difásica	2 ψ
Trifásica	3 ψ
Tetrafásica	4 ψ
Pentafásica	5 ψ
⋮	⋮

Interfase. Es el medio que separa dos fases.

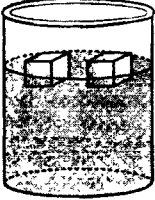



Componente. Es el tipo de sustancia química (simple o compuesta) presente en el sistema. Para el ejemplo ilustrado tenemos **dos componentes** (dos sustancias compuestas: H₂O y C₆H₆); luego el sistema es **binario**.

Según el número de componentes, un sistema puede ser:

SISTEMA	NÚMERO DE COMPONENTES
Unitario	1c
Binario	2c
Ternario	3c
Cuaternario	4c
Pentario (quinario)	5c
⋮	⋮

Citemos otro ejemplo: una mezcla de alcohol y agua (forman mezcla homogénea) se coloca dentro de un recipiente cerrado, donde se practicó previamente un vacío: se tendrá **2 fases** (mezcla líquida y su vapor) y dos componentes (agua y alcohol); por lo tanto, el sistema es **difásico binario**. El interfase es la separación entre el vapor y la mezcla líquida

Ejemplos más para poder comprender mejor las partes de un sistema.

Sistema	Fase	Componentes
 <p>Mezcla de agua y hielo</p>	<p>Dos fases: $H_2O_{(l)}$ $H_2O_{(s)}$ Es un sistema difásico</p>	<p>Un componente (un solo compuesto): H_2O Es un sistema unitario</p>
 <p>Vapor Hielo seco $H_2O_{(l)}$</p>	<p>Tres fases: hielo seco (CO_2 sólido), agua líquida y vapor (mezcla de vapor de agua y $CO_{2(g)}$) Es un sistema trifásico</p>	<p>Dos componentes: H_2O y CO_2 Es un sistema binario</p>
 <p>Aceite Hielo Agua azucarada</p>	<p>Tres fases: hielo, agua azucarada y aceite. Es un sistema trifásico</p>	<p>Tres componentes: H_2O, azúcar y aceite. Es un sistema ternario</p>
 <p>Hielo</p>	<p>Tres fases: hielo, agua líquida y vapor de agua</p>	<p>Un componente: H_2O Es un sistema unitario</p>

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Señale la materia sin masa:

- A) Cuaderno B) Lápiz C) Borrador
D) Calor E) Agua

Resolución:

El cuerpo material o físico se caracteriza por tener masa y volumen. El calor es energía, no posee masa ni volumen.

Rpta: D

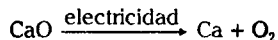
Problema 2

No es una sustancia simple

- A) Oxígeno (O_2)
B) Grafito (C)
C) Fósforo blanco (P_4)
D) Bromo (Br_2)
E) Cal viva (CaO)

Resolución:

La cal viva (CaO) es una sustancia compuesta (formada por 2 elementos diferentes) y es susceptible a la descomposición:



Rpta: E

Problema 3

El concepto que define mejor lo que es una sustancia química (o especie química) es:

- A) Materia formada por una sola clase de átomos.
B) Materia homogénea con una composición definida (atómica o molecular) y por lo tanto con propiedades específicas definidas y constantes.
C) Materia homogénea con composición variable y propiedades intensivas constantes.
D) Toda materia que puede ser homogénea o heterogénea.
E) Materia homogénea formada sólo por átomos de una misma especie.

Resolución:

Tanto las sustancias químicas como mezclas homogéneas son materias homogéneas, pero el primero se diferencia porque posee una composición molecular definida y propiedades constantes a ciertas condiciones.

Rpta: B

Problema 4

Dado los siguientes cuerpos materiales:

- I. Agua pura
II. Agua oxigenada
III. Ácido muriático
IV. Aire
V. Agua potable
VI. Lejía

No corresponden a sustancias químicas puras

Resolución:

Sustancia química, tiene su símbolo o fórmula química.

- I. H_2O (Sustancia compuesta)
II. Mezcla ($H_2O_2 + H_2O$)
III. Mezcla ($HCl + H_2O$)
IV. Mezcla compleja ($N_2, O_2, Ar \dots$)
V. Mezcla compleja
VI. Mezcla ($NaClO + H_2O$)

Entonces II, III, IV, V y VI son mezclas y no sustancias químicas puras

Problema 5

Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda para las siguientes afirmaciones:

- I. Una especie química tiene composición constante.
II. Todo compuesto es una sustancia química pura.
III. El agua potable es un compuesto
IV. El O_2 , Cl_2 , F_2 , Br_2 y Pu son sustancias simples.

Rpta: VVFFV

Problema 6

Señale el elemento químico que no posee alotropía.

- A) C B) O C) P
D) Br E) S

Rpta: D

Problema 7

¿Cuál no es una propiedad intensiva de la materia?

- A) Temperatura de ebullición
B) Densidad
C) Calor ganado o perdido
D) Temperatura de fusión
E) Calor latente de fusión

Resolución:

El calor ganado o perdido depende de la cantidad de cuerpo material, por lo tanto es una propiedad extensiva.

Rpta: C

Problema 8

Dada las siguientes propiedades de la materia:

- I. Volumen
- II. Inercia
- III. Maleabilidad
- IV. Ductibilidad
- V. Conductividad eléctrica específica
- VI. Índice de refracción de luz

Señalar la aseveración correcta.

- A) Propiedades específicas: II, III y IV
B) Propiedades generales: I, II y V
C) Propiedades extensivas: I, II y V
D) Propiedades químicas: Todos
E) Propiedades específicas: III, IV, V y VI.

Resolución:

La conductividad eléctrica específica no depende de la cantidad del cuerpo material.

Ductibilidad, propiedad física de ciertos cuerpos materiales, para convertirse en hilos. El más dúctil es el oro (Au).

Maleabilidad, propiedad física de ciertos cuerpos materiales, para convertirse en láminas. El más maleable es el oro.

Rpta: E

Problema 9

¿Cuál no es un fenómeno químico?

- A) Disolución de azúcar en agua
B) Fermentación de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)
C) Oxidación del hierro
D) Respiración
E) Crecimiento de una planta

Resolución:

En la disolución azucarada cada componente conserva sus propiedades.

Rpta: A

Problema 10

¿Cuál no es un fenómeno físico?

- A) Sublimación de la naftalina
B) Separación de NaCl del agua de mar
C) Fundición de hierro
D) Oscurecimiento de plata en presencia de O_2
E) Ruptura de un vaso de vidrio.

Resolución:

Cuando la superficie de la plata se oscurece, es por la formación de óxido de plata (Ag_2O), por lo tanto es un fenómeno químico.

Rpta: D

Problema 11

El concepto que define mejor un fenómeno alotrópico es:

- A) Sustancia que tiene diferente composición química
B) Fenómeno mediante el cual un elemento tiene propiedades diferentes
C) Fenómeno mediante el cual, ciertos elementos pueden estar en 4 estados físicos
D) Fenómeno mediante el cual ciertos elementos, en un mismo estado físico poseen dos o más formas cristalinas o moleculares
E) Sustancias que poseen igual densidad

Rpta: D

Problema 12

Señalar la afirmación incorrecta respecto a la teoría de la relatividad de A. Einstein.

- A) La masa inercial de un cuerpo aumenta conforme aumenta la velocidad
- B) La masa y energía son interconvertibles.
- C) Permanece inalterable la ley de conservación de masa y la ley de conservación de energía en todos los procesos.
- D) La única constante en el universo es la velocidad de la luz.
- E) En procesos nucleares se comprueba experimentalmente la relación: $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$

Resolución:

Según la teoría de la relatividad, todos los fenómenos son relativos, la única constante es la velocidad de la luz, su valor no depende del sistema de referencia.

Rpta: C

Problema 13

Determinar la cantidad de materia (masa) que al descomponerse genera 63×10^{20} ergios de energía.

Dato: $c = 3 \times 10^8$ m/s

Resolución:

Datos:

$$\Delta E = 63 \times 10^{20} \text{ ergios}$$

$$c = 3 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} = 3 \times 10^{10} \frac{\text{cm}}{\text{s}}$$

$$\Delta m = ?$$

Se sabe:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2 \Rightarrow \Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$$

$$\Delta m = \frac{63 \times 10^{20} \text{ ergios}}{(3 \times 10^{10} \text{ cm/s})^2} = 7 \text{ g}$$

Problema 14

Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. El plasma es el cuarto estado de la materia, el sol está formado por plasma de H y He principalmente.
- II. El hierro puede existir en cualquier estado físico, sólo depende de la temperatura y presión.

III. Los gases se expanden debido a que las fuerzas intermoleculares de repulsión son mayores a las fuerzas intermoleculares de atracción

IV. Los líquidos a cualquier temperatura pueden sufrir una evaporación.

Rpta: VVVV

Problema 15

Al paso de un sólido a estado gaseoso y de un gas a estado líquido se les denomina respectivamente:

- A) Vaporización, licuación
- B) Solidificación, condensación
- C) Fusión, licuación
- D) Sublimación, fusión
- E) Sublimación, licuación

Rpta: E

Problema 16

La separación de componentes de una mezcla líquida en base a la diferencia en sus puntos de ebullición, se llama:

- A) Filtración
- B) Decantación
- C) Destilación fraccionada
- D) Levigación
- E) Destilación simple

Rpta: C

Problema 17

Se desea separar los componentes de una mezcla de arena gruesa y cemento. ¿Qué método se utilizaría?

- A) Decantación
- B) Filtración
- C) Sifón
- D) Centrifugación
- E) Tamizado

Resolución:

La separación de una mezcla de sólidos, cuyas partículas son de diferente tamaño, se puede lograr utilizando un tamiz.

Rpta: E

Problema 18

Usted desea separar éter y agua, que son líquidos no miscibles. ¿Qué método utilizaría?

- A) Filtración
- B) Decantación
- C) Levigación
- D) Cromatografía
- E) Destilación fraccionada

Resolución:

El éter y el agua son líquidos no miscibles (inmiscibles), por lo tanto, se separan por decantación.

Rpta: B

Problema 19

En un recipiente cerrado donde se ha practicado el vacío, se inyecta agua líquida pura hasta las 2/3 partes de su volumen. El sistema formado tiene:

Fase Componente

- A) 2 2
- B) 2 1
- C) 1 1
- D) 3 1
- E) 1 2

Resolución:

El sistema tiene dos fases: agua líquida y vapor de agua, un sólo componente (H₂O). Por lo tanto, el sistema formado es difásico y unitario.

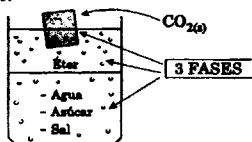
Rpta: B

Problema 20

La mezcla de agua salada, éter, agua azucarada y un trozo de hielo seco, es:

- A) Quinario, trifásico
- B) Quinario, tetrafásico
- C) Hexario, trifásico
- D) Cuatemario difásico
- E) Quinario, pentafásico

Resolución:



Componentes:

- Agua (H₂O)
- Azúcar (C₁₂H₂₂O₁₁)
- Sal común (NaCl)
- Éter (C₂H₅)₂O
- Hielo seco CO₂ (sólido)

∴ Sistema formado es quinario y trifásico

Rpta: A

Problema 21

En un recipiente cerrado se tiene a medio llenar alcohol y un cubo de hielo. Sin considerar las paredes del recipiente.

- I. El sistema es difásico
- II. El sistema es unitario
- III. El sistema es trifásico
- IV. El sistema es binario

Es (son) correcta (s)

Resolución:

El sistema tiene 3 fases: agua sólida, alcohol líquido y el vapor (de agua y alcohol). Además posee dos componentes: H₂O y C₂H₅OH (alcohol), entonces es binario.

Rpta: III y IV

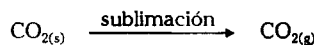
Problema 22

¿Qué proceso explica la formación del anhídrido carbónico (CO₂ gaseoso) a partir de hielo seco (CO₂ sólido)?

- A) Fusión B) Evaporación C) Sublimación
- D) Congelación E) Licuación

Resolución:

El paso del estado sólido a gaseoso se llama sublimación:



Rpta: C

**Problema 23**

Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. El estado plasmático es el más abundante en el universo
- II. A los líquidos y sólidos se les llama estados condensados.
- III. A los líquidos y gases se les llaman fluidos
- IV. Los líquidos y sólidos son prácticamente incompresibles.

Resolución:

- I. Es verdadero, las estrellas son prácticamente plasma de hidrógeno.
- II. Es verdadero, poseen volumen definido
- III. Es verdadero, debido a la gran movilidad de sus moléculas, fluyen con facilidad
- IV. Es verdadero, debido a pequeños espacios intermoleculares, casi es imposible reducir su volumen.

Rpta: V/V/V/V

Problema 24

Las propiedades químicas se manifiestan por:

- A) Cambio de estado de agregación de la materia
- B) Cambio en su forma y volumen del cuerpo material
- C) Cambio de composición del cuerpo material
- D) Cambio energético
- E) Cambio de entropía

Resolución

Las propiedades químicas se manifiestan con el cambio en la composición molecular del cuerpo material.

La entropía es una medida del grado de desorden molecular.

Rpta: C

Problema 25

Señalar la afirmación incorrecta:

- A) La sustancia y energía son dos formas de manifestación de la materia
- B) El aire es una mezcla homogénea
- C) La masa es una propiedad específica de un cuerpo material
- D) Una mezcla de kerosene y gasolina es posible separarlo por destilación fraccionada
- E) Si el cuerpo material se mueve con aceleración, su masa aumenta con la velocidad.

Resolución:

La masa es una propiedad general de la materia.

Rpta: C

Problema 26

Un protón interestelar posee una masa inercial de $2,08 \times 10^{-24}$ g. Si inicialmente poseía una masa de $1,67 \times 10^{-24}$ g. ¿A qué velocidad respecto a la luz esta viajando?

Resolución:

Datos:

$$m_i = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$m_f = 2,08 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$V_f = ??$$

$$\text{Aplicando: } m_f = \frac{m_i}{\sqrt{1 - \left(\frac{V_f}{C}\right)^2}}$$

$$2,08 \times 10^{-24} \text{ g} = \frac{1,67 \times 10^{-24}}{\sqrt{1 - \left(\frac{V_f}{C}\right)^2}}$$

$$\sqrt{1 - \left(\frac{V_f}{C}\right)^2} = 0,8 \Rightarrow 1 - \left(\frac{V_f}{C}\right)^2 = (0,8)^2$$

$$\left(\frac{V_f}{C}\right)^2 = 0,36 \Rightarrow \frac{V_f}{C} = 0,6$$

$$V_f = 0,6 C$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Las proposiciones:
- Los compuestos pueden separarse en sus constituyentes mediante procesos físicos
 - El cloruro de sodio, NaCl es una sustancia molecular.
 - El agua de mar y el petróleo son compuestos.
- Es (son) incorrecto (s)
- A) Sólo II B) I y II C) Sólo II
D) I, II y III E) II y III
2. ¿En qué grupo existen solamente sustancias simples?
- A) Petróleo y ozono
B) Aire y acetona
C) Agua y oxígeno
D) Benceno y etanol
E) Fósforo blanco y azufre monoclinico
3. Generalmente, la unidad más pequeña posible de un compuesto es y la de un elemento es
- A) una molécula - quarks.
B) una molécula - un átomo.
C) especie química - un electrón.
D) un átomo - una molécula.
E) un mol- un átomo.
4. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
- () Una mezcla homogénea es monofásica.
() El diamante y el grafito son formas alotrópicas del carbono.
() Una mezcla de mercurio y agua se puede separar por decantación.
- A) FVV B) VVV C) FVF
D) FFF E) VVF
5. Son fenómenos químicos:
- Combustión
 - Dilatación
 - Sublimación
 - Disolución de Zn en ácido muriático
- A) I y II B) II y IV C) III y IV
D) I y IV E) I, II y IV
6. Cuando 2 kg de uranio sufre una fisión nuclear produce $2,7 \cdot 10^{14}$ J de energía. ¿Cuánto de materia en kilogramos se convirtió en energía?
- A) 0,03 B) 0,3 C) 0,27
D) 0,027 E) 0,003
7. Mediante qué método se pueden separar las partículas finas de arena suspendidas en agua
- A) Levigación
B) Destilación
C) Centrifugación y decantación
D) Tamizado
E) Cromatografía de columna
8. En un recipiente cerrado, previamente evacuado de todo gas, se tiene agua líquida y un trozo de hielo. El sistema formado es:
- A) Difásico, unitario
B) Trifásico, unitario
C) Monofásico, binario
D) Trifásico, binario
E) Difásico, binario
9. Al mezclar las sustancias siguientes: H₂O, C₂H₅OH (alcohol) y aceite. ¿Cuántas fases tiene el sistema formado?
- A) Una fase
B) Dos fases
C) 3 fases
D) Cuatro fases
E) Es binario y monofásico
10. Señalar las propiedades intensivas de la materia.
- A) Viscosidad, peso específico
B) Conductividad eléctrica, presión
C) Temperatura de ebullición, calor transferido
D) Olor, inercia
E) Impenetrabilidad, masa

- I. A temperatura ambiente de 20°C, el cloroformo se presenta en estado líquido, mientras que la etilamina está experimentando condensación
 - II. La etilamina a -81°C experimenta sublimación
 - III. El agua mezclado con la etilamina pueden separarse mediante la destilación
 - IV. La etilamina es mas volátil que el cloroformo
- Luego es (son) correcto (s)

- A) I y III B) Sólo III C) Sólo IV
 D) I, III y IV E) III y IV

21. Según la ecuación de Einstein:

$$m_f = \frac{m_i}{\sqrt{1 - \left(\frac{V_f}{c}\right)^2}}$$

Se deduce que:

- A) La masa disminuye conforme el cuerpo aumenta su velocidad
- B) Un cuerpo nunca puede igualar o superar la velocidad de la luz
- C) La masa aumenta cuando la velocidad del cuerpo aumenta
- D) Cuando un cuerpo adquiere la velocidad de la luz, su masa se destruye
- E) B y C son correctas

22. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. Una mezcla presenta composición definida
- II. Un líquido tiene forma y volumen definido
- III. En un cambio físico, no varía la composición de la materia
- IV. La acción blanqueadora del Cl₂ es una propiedad física
- V. El opacado de una moneda es un cambio químico

- A) FFVFFV B) FFFFV C) VVFFF
 D) VVVFF E) FFFF

23. De las siguientes proposiciones, son incorrectos:

- I. 1 kg de hierro se funde a 1535°C, luego 2 kg se funden a 3070°C
- II. El oro es el metal más maleable, corresponde a una propiedad intrínseca o específica de la materia
- III. La presión interna de un sistema gaseoso es una propiedad extensiva de la materia
- IV. La tensión superficial es una propiedad extensiva de la materia

- A) I y IV B) II y IV C) I y II
 D) II y III E) III y IV

24. ¿En cuál de las afirmaciones siguientes se describe cambios químicos?

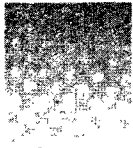
- I. El sodio al ser cortado se empaña rápidamente
- II. El jugo de naranja congelado se reconstituye agregándole agua
- III. Una cucharada de azúcar se disuelve en una taza de té luego de agitarla
- IV. Dependiendo de la cantidad de aire que ingresa por el interior de un mechero Bunsen, entonces el color de la llama puede cambiar de amarillo a azul.

- A) II y III B) I y IV C) I, III y IV
 D) III y IV E) Sólo IV

25. Indicar en cual o cuales de las afirmaciones siguientes se describen propiedades físicas

- I. El oro es más denso que el aluminio
- II. El cloro es un gas de color amarillo verdoso de olor sofocante y soluble en agua
- III. Una delgada hoja de oro se disuelve por acción del agua regia
- IV. El aluminio rápidamente se cubre con una finísima capa de óxido

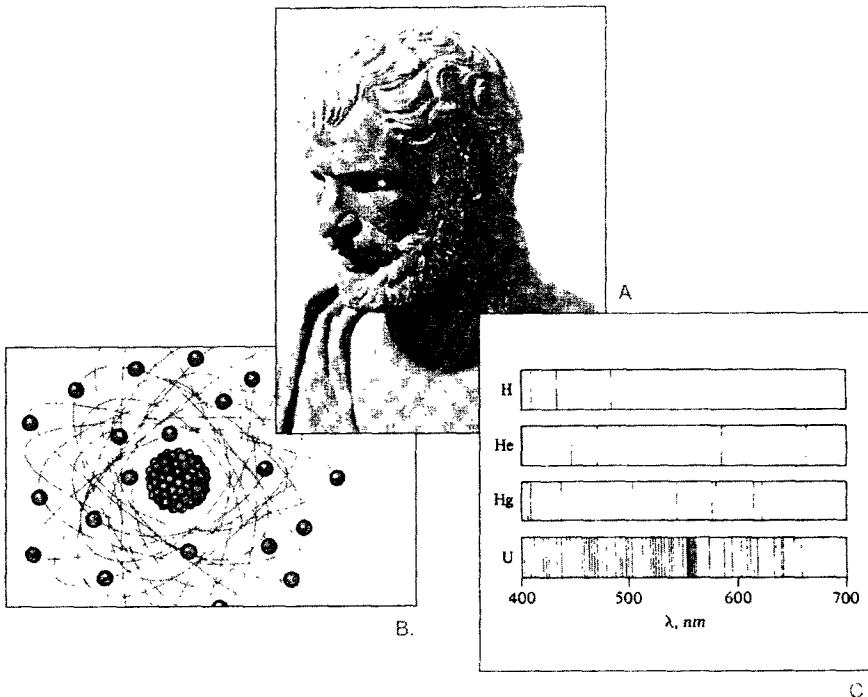
- A) I y II B) I y IV C) I, II y III
 D) III y IV E) Sólo III



III

CAPÍTULO

Estructura Atómica I



- A. **Demócrito**, filósofo griego, al igual que su maestro Leucipo, fueron los primeros en concebir la materia formada por átomos (según ellos, el átomo era indivisible, invisible, indestructible y eterno): "*cuando hablamos de amargo, dulce, frío, sequedad, etc. en realidad estamos hablando solo de átomos y el vacío*", afirmaba Demócrito.
- B. El **átomo**, consta de dos partes: núcleo y la zona extranuclear. Es un sistema energético estable y muy complejo en cuanto al comportamiento y propiedades de las partículas subatómicas. Los elementos químicos están formados por átomos, por lo tanto cualquier cuerpo, material.
- C. El espectro atómico de líneas de los elementos permite su identificación ya que es único para cada elemento o sea su "huella digital". En la figura se muestra el espectro de líneas de 4 elementos.

El análisis espectroscópico permitió conocer la forma cómo los electrones se distribuyen alrededor del núcleo, ocupando diferentes estados energéticos y además permitió conocer los elementos que constituyen el sol y las estrellas.

ESTRUCTURA ATÓMICA I

OBJETIVOS

- Comprender las partes de un sistema atómico y las partículas que lo conforman sobre la base de sus propiedades.
- Diferenciar los tipos de núclidos en base a la notación simbólica y sus propiedades.
- Interpretar los diversos experimentos que sirvieron de base a los diferentes modelos y teorías atómicas.
- Diferenciar y comprender cómo se originan los diferentes tipos de espectros: continuo o visible, de líneas (emisión y absorción) y el espectro electromagnético total.
- Explicar el efecto fotoeléctrico y la teoría atómica de Bohr en base a la teoría cuántica de Max Planck.

INTRODUCCIÓN

Las sustancias simples como el hidrógeno (H), el oxígeno (O) o el hierro (Fe) están constituidas por partículas muy pequeñas, **químicamente** indivisibles, que se denominan átomos.

¿Qué es el átomo? ¿Es realmente indivisible? ¿Qué tipos de partículas lo conforman? ¿Todos los átomos tienen el mismo tipo de partículas? ¿Cuál es el comportamiento del electrón en un sistema atómico?

Para contestar estas preguntas y otras, estudiaremos en una primera parte, el átomo según la concepción actual (resaltando básicamente las partes del átomo y sus partículas subatómicas); luego, analizaremos el desarrollo cronológico de la teoría atómica y los modelos atómicos en base a diferentes hechos experimentales que impresionaron a muchos científicos.

Cabe señalar que el orden en que exponemos estos temas responde sólo a cuestiones didácticas.

CONCEPTO ACTUAL DEL ÁTOMO

El átomo es la **partícula más pequeña** de un elemento químico que conserva las propiedades de dicho elemento; es un sistema dinámico y energético en equilibrio, constituido por dos partes:

1. **Núcleo**, que es la parte central, muy pequeño y de carga positiva, contiene aproximadamente 200 tipos de partículas denominadas **nucleones**, de los cuales, los **protones** y **neutrones** son los más importantes (**nucleones fundamentales**). Éstos poseen una **gran masa** en comparación con otras partículas, por lo tanto, el núcleo atómico concentra casi la totalidad de la masa atómica (99,99 % de dicha masa). Los nucleones se mantienen unidos mediante la **fuerza nuclear** o fuerza fuerte, que es la fuerza natural más grande que se conoce y tiene corto alcance, sólo para dimensiones nucleares.

2. **Envoltura o zona extranuclear**, que es un espacio muy grande (constituye el 99,99 % del volumen atómico), donde se encuentran los electrones ocupando ciertos estados de energía (orbitales, subniveles y niveles). Los electrones se encuentran a distancias no definidas respecto al núcleo y se desplazan en torno a ella en trayectorias también indefinidas, porque según la mecánica ondulatoria o mecánica cuántica, solo podemos determinar la región espacial energética donde existe la mayor probabilidad de encontrar un electrón, llamado orbital o nube electrónica (lo tratamos con detalle en el tema de números cuánticos).

Ilustremos en base al átomo de litio, luego generalizaremos para el átomo de cualquier elemento.

Figura 3.1: Una muestra de metal litio puede ser fragmentada en trozos pequeños por medios mecánicos y luego estos trozos se dividen mediante procesos físicos y/o químicos hasta un límite de división que sería el átomo de litio.

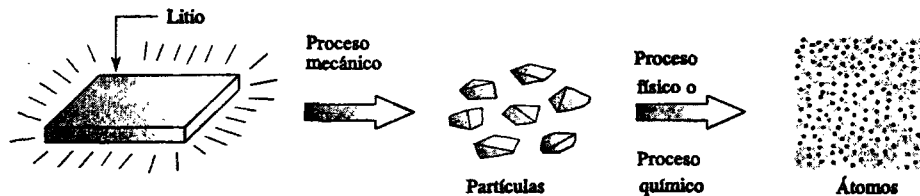
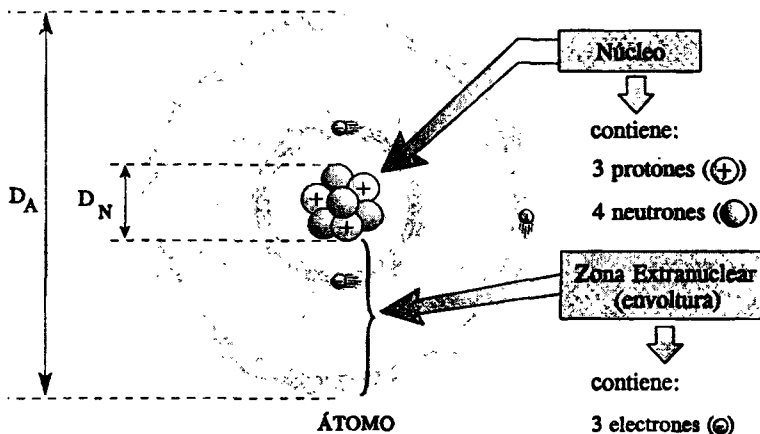


Figura 3.2: Átomo de litio, donde se observa el núcleo, la envoltura y las partículas subatómicas fundamentales.



En el átomo de litio hay 7 nucleones fundamentales y 3 electrones, en total 10 partículas subatómicas fundamentales o principales.

En la zona extranuclear, las regiones más oscuras corresponden a las zonas donde existe la mayor probabilidad de encontrar a los electrones. Hablamos de probabilidad, porque no es posible determinar con exactitud la posición donde se encuentra el electrón respecto al núcleo.

Se debe tener en cuenta que en todo átomo, de cualquier elemento químico se cumple:

$$\# \text{ Protones (+)} = \# \text{ Electrones (-)} \Rightarrow \text{El átomo es neutro}$$

$$D_A \approx 10\,000 D_N \Rightarrow \text{El núcleo es extremadamente pequeño respecto al tamaño del átomo}$$

Donde:

D_A = diámetro del átomo

D_N = diámetro del núcleo

El comportamiento y las propiedades de las partículas subatómicas, principalmente de los electrones, se rigen mediante un modelo matemático, llamado **ecuación de onda**, propuesta por los científicos **Erwin Schrödinger** (en base a la mecánica cuántica no relativística) y **Paul Dirac** (en base a la mecánica cuántica relativística). Los fundamentos de la mecánica cuántica se tratarán posteriormente.

PARTÍCULAS SUBATÓMICAS FUNDAMENTALES

Son aquellas que en general están presentes en cualquier átomo. El átomo y por lo tanto toda la materia está formada principalmente por tres partículas fundamentales: electrones, protones y neutrones. El conocimiento de sus características o propiedades y la forma en que interactúan es importante para comprender las propiedades de la materia. Las características de estas partículas se muestran en la siguiente tabla.

Tabla 3.1: Características de las partículas subatómicas fundamentales:

Partícula	Símbolo	Masa		Carga		Descubridor
		En gramos	En u.m.a	Absoluta	Relativa	
Electrón	e^-	$9,1095 \times 10^{-28}$	0,00055	$-1,6022 \times 10^{-19} \text{ C}$	-1	J. Thomson (1897)
Protón	p^+	$1,672 \times 10^{-24}$	1,0073	$+1,6022 \times 10^{-19} \text{ C}$	+1	E. Rutherford (1919)
Neutrón	n^0	$1,675 \times 10^{-24}$	1,0087	0	0	J. Chadwick (1932)

La carga absoluta se mide en Coulomb (C), que viene a ser la unidad de carga eléctrica en el Sistema Internacional.

La carga relativa se obtiene dividiendo la carga absoluta de cada partícula entre $1,6022 \times 10^{-19} \text{ C}$ (valor numérico de la carga fundamental o del electrón).

La masa del protón es 1 835 veces mayor que la del electrón:

$$\frac{m_{\text{protón}}}{m_{\text{electrón}}} = \frac{1,672 \times 10^{-24} \text{ g}}{9,1095 \times 10^{-28} \text{ g}} = 1\,835$$

Se observa también que la masa del protón y del neutrón son aproximadamente iguales.

La masa del átomo y sus partículas normalmente se miden en **unidad de masa atómica** (u.m.a.), que es una unidad muy pequeña y apropiada para medir la masa de partículas submicroscópicas; se define como la doceava parte de la masa atómica del carbono -12 $\left(1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12} m_{\text{C}^{12}} \right)$. Tiene la siguiente equivalencia en gramos:

$$1 \text{ u.m.a} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ gramos}$$

Estabilidad de partículas subatómicas, fuera del sistema atómico:

Partícula	Tiempo de vida
Electrón	∞ (infinito)
Protón	∞ (infinito)
Neutrón	1 000 s (16,66 min)

Luego de 1 000 s ó 16,66 min, el neutrón decae (se desintegra) en protón y electrón: $n^0 \rightarrow p^+ + e^-$.

Sobre decaimiento de partículas nucleares trataremos con mas detalle en el tema de radiactividad.

CONCLUSIÓN:

1. La **partícula subatómica fundamental** o principal más ligera (menor masa) es el electrón, y la mas pesada, el neutrón.
2. El **electrón y el protón poseen igual carga** y signos opuestos, que constituyen la **unidad elemental de carga eléctrica** de la materia.
3. El **electrón, protón y neutrón** es idéntico para todos los átomos; así, por ejemplo, el electrón o protón de un átomo de carbono es idéntico al de átomo de oro o de cualquier otro elemento.
4. El electrón y el protón son las partículas subatómicas fundamentales de mayor estabilidad (más estable) fuera del átomo y el neutrón es el de menor estabilidad (inestable).

Además de estas partículas fundamentales existen otras que trataremos a continuación, en la clasificación general de partículas subatómicas.

CLASIFICACIÓN DE PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Las partículas subatómicas poseen un conjunto de propiedades intrínsecas como la carga, masa en reposo, spin, tipo de interacción (mediante una de las cuatro fuerzas naturales: electromagnética, débil, fuerte o gravitatoria), número bariónico, vida media, etc. Según estas propiedades se clasifican en dos grandes grupos: leptones y hadrones.

I. Leptones. Son partículas de masa ligera y de interacción débil. Entre ellos tenemos a:

- 1.1 **Electrón (e⁻):** Es una partícula muy estable (no decae en otras partículas); con spin igual a 1/2; masa en reposo igual a $9,109 \times 10^{-31}$ kg ; carga relativa igual a -1
- 1.2 **Neutrino (ν):** Partícula mas ligera que el electrón; con **masa** en reposo cero y **carga** igual a cero; con spin igual 1/2; se manifiesta en decaimiento beta ($\bar{\beta}$ y β^+), como se verá en química nuclear (capítulo IV)
- 1.3 **Muón (μ):** Es la más pesada de la familia de leptones, con una masa en reposo igual a 200 veces mayor que el electrón; con spin igual a 1/2; decae en electrón y dos neutrinos, con una vida media de $2,2 \times 10^{-6}$ segundos.

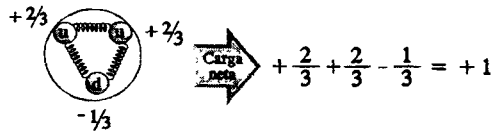
Quando se descubrió el **muón**, entre los rayos cósmicos, se le llamó antiguamente “mesón mu”

II. Hadrones. El término **hadrón** significa **partícula de interacción fuerte**; son partículas pesadas en comparación con los leptones; poseen interacciones: electromagnética, débil y fuerte; están constituidos por ciertas **partículas elementales** llamadas **quarks**. Se agrupan en dos grandes familias: bariones y mesones.

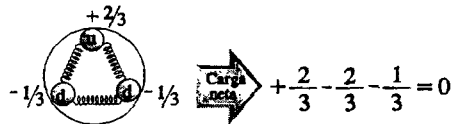
a. **Bariones:** Poseen spin fraccionario (1/2, 3/2, etc.) y cada uno está formado por 3 quarks.

Entre los bariones tenemos al **protón**, **neutrón**, **hiperón Λ** (lambda), **hiperón Σ** (sigma), **hiperón Ξ** (cascada) e **hiperón Ω** (omega).

Un protón esta formado por 3 quarks (dos quarks “up” y 1 quark “down”)



Un neutrón está formado por 3 quarks (dos quarks “down” y 1 quark “up”)



Donde:

“up” (u) = “arriba”

“down” (d) = “abajo”



¿Qué son los quarks?

Son las partículas más pequeñas que constituyen la materia, por lo tanto, son **partículas elementales** de la materia.

Los físicos norteamericanos Friedman y Kendall y el canadiense R. Taylor ganaron el Premio Nobel de Física 1990 por sus trabajos que han conducido a demostrar que los **quarks** son las mínimas expresiones de la materia hasta ahora encontradas.

Murray Gell Mann, en 1972, propuso 3 quarks: up(u), down(d) y strange (s). Actualmente se añadió 3 más: charm (c), bottom (b) y top (t); o sea se conocen 6 tipos de quarks, cuya combinación en **tríadas** forman a los **bariones**.

- b. **Mesones:** Son los hadrones más ligeros, poseen spin entero (0, 1, 2, etc.) y cada mesón está formado por 2 quarks (un quark y un antiquark). Entre ellos tenemos los mesones π (pión) y mesones K(kaón).

NÚMERO ATÓMICO O CARGA NUCLEAR (Z)

Es el número de protones presentes en el núcleo atómico de un elemento y es exactamente igual al número de electrones, cuando el átomo es neutro. Cada elemento posee un número atómico característico (por lo tanto, permite su identificación), que define su comportamiento químico, como se comprueba al estudiar la Tabla Periódica.

$$Z = \text{número de protones} = \# p^+$$

En el caso de un átomo eléctricamente neutro se cumple:

$$Z = \text{número de protones} = \text{número de electrones}$$

Tabla 3.2 Número de protones y electrones en átomos neutros de algunos elementos:

Elemento	Z	Número de protones	Número de electrones
Carbono (C)	6	6	6
Cloro (Cl)	17	17	17
Arsénico (As)	33	33	33
Oro (Au)	79	79	79
Oxígeno (O)	8	8	8
Hidrógeno (H)	1	1	1
Nitrógeno (N)	7	7	7
Azufre (S)	16	16	16
Fósforo (P)	15	15	15
Sodio (Na)	11	11	11
Magnesio (Mg)	12	12	12

NÚMERO DE MASA O NÚMERO MASICO (A)

Es el número total de partículas fundamentales en el núcleo de un átomo, o sea, el **número de nucleones fundamentales**:

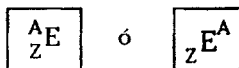
$$A = \underbrace{\text{número de protones}}_Z + \underbrace{\text{número de neutrones}}_N$$

$$\Rightarrow A = Z + N \Rightarrow N = A - Z$$

El nombre “número de masa” se debe a que los protones y neutrones son las partículas fundamentales con mayor masa (los más pesados) en un átomo y determinan prácticamente casi toda la masa atómica.

REPRESENTACIÓN DEL NÚCLIDO

Se entiende por “núclido” a todo átomo de un elemento que tiene una composición nuclear definida, es decir, con un número de protones y neutrones definidos.



Donde:

E : símbolo del elemento químico.

Z : número atómico, cuyo valor es único para un elemento.

A : número de masa, es variable para un mismo elemento debido a la existencia de isótopos.

En todo núclido se cumple: $A > Z$, con excepción del protio (H^1) que no posee neutrones en su núcleo, por lo que $A = Z = 1$.

Tabla 3.3 Número de protones y neutrones en átomos neutros de algunas especies atómicas (núclidos).

Núclido	Z	A	Número de protones	Número de neutrones (A - Z)
$^{37}_{17}\text{Cl}$	17	37	17	20
$^{39}_{19}\text{K}$	19	39	19	20
$^{238}_{92}\text{U}$	92	238	92	146
$^{79}_{34}\text{Se}$	34	79	34	45
$^{23}_{11}\text{Na}$	11	23	11	12
$^{27}_{13}\text{Al}$	13	27	13	14
$^{11}_5\text{B}$	5	11	5	6

TIPOS DE NÚCLIDOS

1. **ISÓTOPOS** (iso=igual; topo=lugar). También llamados "hélidos", son núclidos de un mismo elemento químico, por lo tanto poseen **igual número de protones** diferente número de neutrones y diferente número de masa.

Los isótopos poseen propiedades químicas iguales y propiedades físicas diferentes.

El nombre de isótopos se debe a que ocupan el mismo lugar en la tabla periódica porque pertenecen al mismo elemento.

Los primeros isótopos, los del neón (Ne), fueron descubiertos por **Aston** (1913) y los isótopos del plomo por **Soddy** (1913). Este último científico fue quien propuso el nombre de **isótopo**, y se le considera como el descubridor de los isótopos.

Los isótopos pueden ser **naturales** o **artificiales**, estos últimos son todos **inestables** o **radiactivos** (**radioisótopos**). Los isótopos artificiales fueron descubiertos por Irene Joliot Curie (1934).

Ejemplo 1

Isótopos del oxígeno.

Isótopo	Nombre	A	Z	N (A - Z)
${}_8\text{O}^{16}$	Oxígeno - 16	16	8	8
${}_8\text{O}^{17}$	Oxígeno - 17	17	8	9
${}_8\text{O}^{18}$	Oxígeno - 18	18	8	10

Ejemplo 2

Isótopo del hidrógeno: ${}_1\text{H}^1$, ${}_1\text{H}^2$ y ${}_1\text{H}^3$

Tabla 3.4 Características de los isótopos del hidrógeno

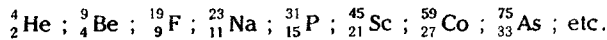
Isótopo	Nombre particular	Abundancia	Z	N	Tipo de Agua que forma
${}_1^1\text{H(H)}$	Protio	99,985 %	1	0	H ₂ O (agua común)
${}_1^2\text{H(D)}$	Deuterio	0,015 %	1	1	D ₂ O (agua pesada)
${}_1^3\text{H(T)}$	Tritio	10 ⁻¹⁵ %	1	2	T ₂ O (agua super pesada)

- Como puede observarse, el isótopo más común o abundante es el protio, por ello el **agua pura** o **destilada** contiene principalmente este isótopo.
- El protio es el átomo más pequeño y simple que sólo posee 1 protón y 1 electrón, no tiene neutrones.
- El tritio es un isótopo radiactivo (inestable), que aparece en forma natural en las emanaciones volcánicas en cantidades muy pequeñas por lo tanto su abundancia en la naturaleza es prácticamente nula. Asimismo, el agua superpesada no puede ser aislada por su escasa presencia en el planeta.

Tabla 3.5 Algunas diferencias en las propiedades físicas del agua común y del agua pesada.

Propiedades físicas	Agua común H ₂ O	Agua pesada D ₂ O
Punto de ebullición	100°C	101,4°C
Punto de fusión	0 °C	3,8 °C
Densidad a 4°C	1 g/cm ³	1,108 g/cm ³
Peso molecular	18 u.m.a	20 u.m.a

Existe cerca de 20 elementos que no poseen isótopos naturales (poseen un solo tipo de núcleo natural); entre los principales tenemos:



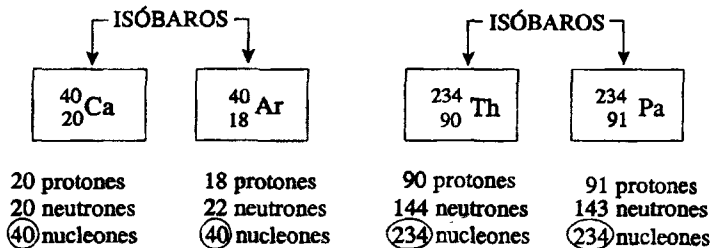
Además, como veremos en Química Nuclear, hoy en día es posible producir artificialmente (transmutación artificial) un isótopo de cualquier elemento (radioisótopos), éstos han encontrado gran aplicación en la medicina, la agricultura, la industria, biología, etc. (ver aplicaciones de radioisótopos en el capítulo IV).

Generalmente, el isótopo natural de menor número de masa, por lo tanto de menor masa atómica, posee **mayor abundancia natural**, porque es **más estable**, y el más pesado es el que tiene menor abundancia natural, porque es inestable o radiactivo.

Elemento químico. Es una mezcla de sus isótopos, ya sean éstos estables o inestables (radiactivos). Así por ejemplo, el elemento oxígeno es una mezcla de sus isótopos O¹⁶, O¹⁷ y O¹⁸; el elemento carbono es una mezcla de sus isótopos C¹², C¹³ y C¹⁴; el elemento cloro es una mezcla de sus isótopos Cl³⁵ y Cl³⁷; etc.

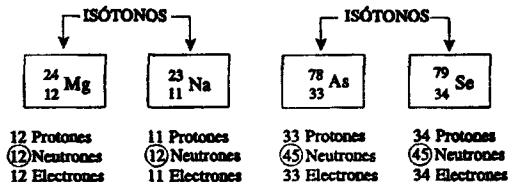
2. ISÓBAROS (iso = igual ; baro = masa). Son núclidos que pertenecen a elementos diferentes, poseen **igual número de masa**, diferente número atómico y diferente número de neutrones, es decir **igual número de nucleones fundamentales**. Son núclidos con propiedades físicas y químicas diferentes.

Ejemplos:



3. **ISÓTONOS.** - Son núclidos pertenecientes a elementos diferentes. Poseen diferente número de protones e igual número de neutrones; por lo tanto diferentes números de masa. También son núclidos con propiedades físicas y químicas diferentes.

Ejemplos:



ION o ESPECIE QUÍMICA ELECTRIZADA

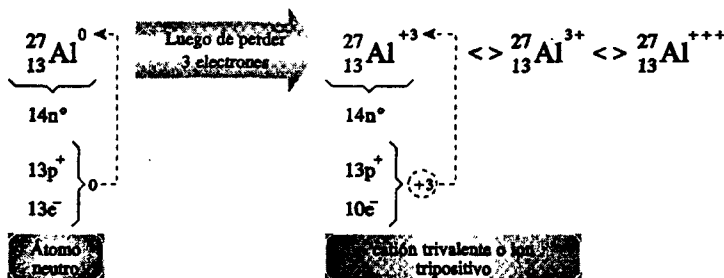
Es una especie química monoatómica o poliatómica que posee carga eléctrica neta positiva o negativa. En esta oportunidad sólo trataremos de iones monoatómicos, que se forman cuando un átomo neutro gana o pierde electrones durante las reacciones químicas. Sobre iones poliatómicos trataremos en formulación y nomenclatura inorgánica.

Cuando un átomo gana electrones, el proceso se llama **reducción**, y cuando pierde electrones se llama **oxidación**.

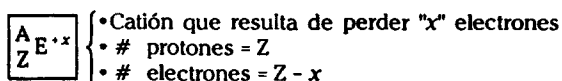
Los iones poseen propiedades diferentes (especialmente propiedades fisiológicas) que sus respectivos átomos neutros. Los iones: Ca^{+2} , Mg^{+2} , Na^+ , K^+ , Cl^- , S^{-2} , Zn^{+2} , Fe^{+2} , etc. son vitales en sistemas biológicos.

Ion positivo o catión. Se forma cuando un átomo neutro pierde uno o más electrones; como disminuyen las cargas negativas (electrones), entonces predominan las cargas positivas, por lo que todo el sistema atómico tiene una carga neta positiva.

Ejemplo:

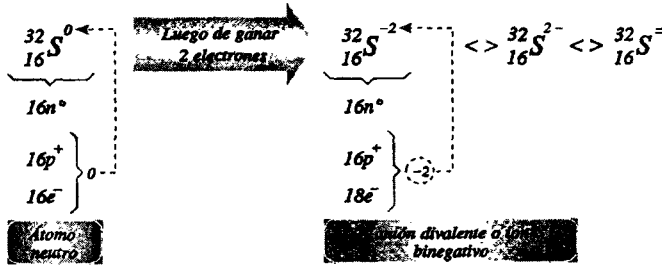


En general:

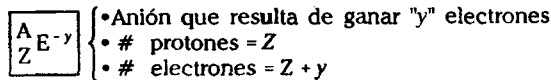


Ion negativo o anión. Se forma cuando un átomo neutro gana uno o más electrones. Como aumentan las cargas negativas (electrones), entonces todo el sistema atómico tiene una carga neta negativa.

Ejemplo:



En general:

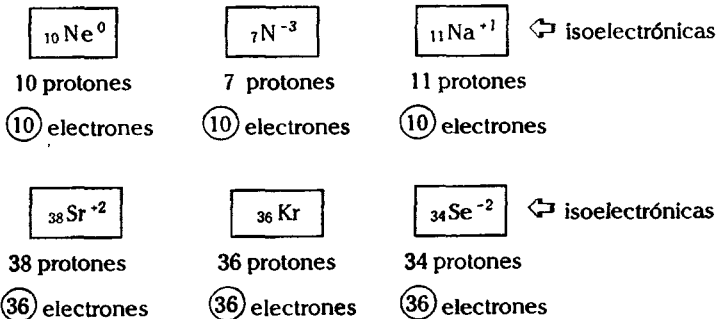


Se debe tener en cuenta que cuando un átomo se ioniza, lo único que varía es el número de electrones, no así el número de protones ni el número de neutrones; por lo tanto, el **número de masa del átomo neutro y del ion son iguales.**

ESPECIES ISOELECTRÓNICAS

Son aquellas especies químicas (atómicas o iónicas) que **poseen igual número de electrones.** En caso de las especies atómicas (átomos neutros o iones monoatómicos), para que sean **isoelectrónicas** deben cumplir tres condiciones: (1) poseer diferente número atómico (Z), (2) poseer igual número de electrones y (3) tener igual distribución electrónica. La distribución electrónica la trataremos en capítulo V.

Ejemplos:



PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. El átomo es un sistema casi vacío, con un núcleo muy pequeño que es compacto y macizo.
- II. Los nucleones se mantienen unidos mediante la fuerza fuerte o fuerza nuclear.
- III. Los electrones, en la zona extranuclear, se encuentran a distancias definidas respecto al núcleo y siguen trayectorias definidas.

Resolución:

- I. Es verdadero, ya que el 99,99 % del volumen atómico es casi vacío (zona extranuclear)
- II. Es verdadero, los nucleones se mantienen unidos mediante la fuerza natural más grande que se conoce, la fuerza fuerte, que posee corto alcance (sólo a dimensiones nucleares)
- III. Es falso, los electrones giran alrededor del núcleo siguiendo trayectorias no definidas respecto al núcleo, según la mecánica cuántica.

Rpta: VVF

Problema 2

Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda para las siguientes proposiciones

- I. El átomo es la mínima porción de un elemento que conserva las propiedades de éste.
- II. Un elemento es aquella sustancia químicamente pura formada por átomos que poseen el mismo número de masa.
- III. El átomo generalmente posee sólo 3 tipos de partículas subatómicas.
- IV. En el núcleo atómico está contenido sólo el 50 % de la masa total del átomo.

Resolución:

Analizando las proposiciones:

- I. Es verdadero, porque el átomo es la partícula más pequeña en que se puede dividir un elemento conservando sus propiedades.
- II. Es falso, porque un elemento está constituido por átomos que poseen el mismo número atómico (Z); es decir, un elemento es una **mezcla de sus isótopos**.
- III. Es falso, porque el átomo generalmente posee en su núcleo cerca de 200 tipos de partículas; además de protones, neutrones, electrones, que son las partículas más importantes o fundamentales, también están los neutrinos, mesones, hiperones, etc.
- IV. Es falso, porque en el núcleo atómico está contenido el 99,99 % de la masa total del átomo. Esto se debe a que los protones y neutrones son las partículas de mayor masa en un átomo.

Rpta: VFFF

Problema 3

Relacione adecuadamente las siguientes proposiciones respecto al átomo.

- I. Zona extranuclear
- II. Núcleo atómico
- III. Electrón
- IV. Número de protones
 - a. Carga nuclear
 - b. Posee gran vacío
 - c. Muy denso
 - d. Carga relativa igual a - 1

Resolución:

Para establecer la relación correcta, conceptuaremos los términos indicados con los números romanos.

- I. La zona extranuclear o envoltura electrónica es casi vacía y constituye el 99,99 % del volumen atómico.

- II. El núcleo atómico, debido a que posee gran masa y ocupa un volumen muy pequeño respecto a todo el átomo, posee entonces una gran densidad ($1,1 \times 10^{14} \text{ g/cm}^3$).
- III. El electrón posee carga absoluta de $-1,6 \times 10^{-19}$ Coulomb y carga relativa -1 .
- IV. El número de protones es igual al número atómico, denominado también carga nuclear.

Rpta: I - b, II - c, III - d, IV - a

Problema 4

Para la siguiente especie iónica: ${}^{45}_{21}\text{Sc}^{-3}$, señale lo incorrecto:

- A) Es un catión trivalente.
- B) En su núcleo hay 21 protones y 24 neutrones.
- C) Contiene 66 partículas fundamentales.
- D) Contiene 18 electrones.
- E) Su carga nuclear es 21.

Resolución:

En el catión trivalente: ${}^{45}_{21}\text{Sc}^{-3}$

Se observa:

$$Z = 21 \quad \text{y} \quad A = 45$$

$$45 - 21 = 24 \text{ neutrones.}$$

$$21 - 3 = 18 \text{ electrones.}$$

En total, las partículas fundamentales son:

$$21p^+ + 24n^0 + 18e^- = 63$$

Rpta: C

Problema 5

El catión divalente de calcio (${}^{40}_{20}\text{Ca}^{+2}$) y el anión monovalente de cloro (${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-}$), cumplen funciones vitales en el organismo humano. Se pide calcular:

- I. El número de neutrones totales en ambos iones.
- II. Carga nuclear absoluta y relativa en el ion Ca^{+2} .
- III. La carga absoluta y relativa de los electrones en el ion Cl^{-} .

Resolución:

Analicemos el número de partículas fundamentales en cada ion:

$$\left[\begin{array}{c} 40 \\ 20 \end{array} \text{Ca}^{+2} \right] \begin{cases} \bullet \# \text{ protones} = 20 \\ \bullet \# \text{ electrones} = 20 - 2 = 18 \\ \bullet \# \text{ neutrones} = 40 - 20 = 20 \end{cases}$$

$$\left[\begin{array}{c} 35 \\ 17 \end{array} \text{Cl}^{-} \right] \begin{cases} \bullet \# \text{ protones} = 17 \\ \bullet \# \text{ electrones} = 17 + 1 = 18 \\ \bullet \# \text{ neutrones} = 35 - 17 = 18 \end{cases}$$

- I. Neutrones totales = $20 + 18 = 38$
- II. Carga nuclear absoluta será igual al producto del número de protones y la carga absoluta del protón ($+1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$):
 $20 \times (+1,6 \times 10^{-19} \text{ C}) = +32 \times 10^{-19} \text{ C}$
 $= +3,2 \times 10^{-18} \text{ C}$

Para hallar la carga nuclear relativa utilizamos la carga relativa del protón (+1):

$$20 \times (+1) = +20$$

- III. La carga absoluta de los electrones es:
 $18 \times (-1,6 \times 10^{-19} \text{ C}) = -28,8 \times 10^{-19} \text{ C}$
 $= -2,88 \times 10^{-18} \text{ C}$

La carga relativa de los electrones es:

$$18 \times (-1) = -18$$

Problema 6

¿Cuál de las opciones completa mejor el siguiente enunciado?

Las especies isoelectrónicas monoatómicas son o iones que poseen el mismo número de y también igual

- A) átomos neutros - protones - distribución electrónica.
- B) átomos neutros - nucleones - distribución electrónica.
- C) átomos neutros - electrones - distribución electrónica.
- D) aniones - protones - distribución de neutrones.
- E) cationes - electrones - distribución de protones.

Resolución:

Las especies isoelectrónicas monoatómicas son átomos neutros o iones que poseen el mismo número de electrones y poseen igual distribución electrónica.

Rpta: C

Problema 7

Completar el siguiente cuadro.

Especie	Z	A	# e	# n
${}_{29}\text{Cu}^{+2}$		63		
${}_{17}\text{Cl}^{-1}$			18	
${}_{92}\text{U}^{+3}$			89	144
Sb		126	51	

Resolución:

Teniendo en cuenta que el número de masa es:

$$A = Z + N$$

Además, en un ion, el número de electrones depende de su carga relativa.

En un catión ${}_Z\text{X}^{+n}$: $\#e^- = Z - n$

En un anión ${}_{Z_1}\text{Y}^{-m}$: $\#e^- = Z_1 + m$

Entonces, el cuadro se completa de la siguiente forma:

Especie	Z	A	# e	# n
${}_{29}\text{Cu}^{+2}$	29	63	27	34
${}_{17}\text{Cl}^{-1}$	17	35	18	18
${}_{92}\text{U}^{+3}$	92	236	89	144
Sb	51	126	51	75

Las cantidades sombreadas ya eran datos.

Rpta: III

Problema 8

¿Qué proposición es incorrecta respecto a los isótopos?

- I. Son átomos que poseen propiedades químicas iguales o idénticas.
- II. Son átomos con propiedades físicas diferentes.
- III. Todo elemento posee 2 o más isótopos naturales estables.
- IV. Son átomos que poseen diferente número de nucleones fundamentales.
- V. Generalmente, el isótopo mas liviano o de menor número de masa es lo que abunda más en la naturaleza.

Resolución:

Analicemos cada una de las proposiciones:

- I. Es verdadero, porque los isótopos son átomos de un mismo elemento, poseen el mismo valor del número atómico y las mismas propiedades químicas.
- II. Es verdadero. Por ejemplo, de 2 isótopos del hidrógeno, que son el protio y el deuterio, se obtiene el agua común (H_2O) y el agua pesada (D_2O), respectivamente; la última hierve a $101,4^\circ\text{C}$ y congela a $3,8^\circ\text{C}$. Como se observa, las propiedades físicas son diferentes que del agua común.
- III. Es falso, porque hay 20 elementos, como el ${}^9_4\text{Be}$, ${}^{31}_{15}\text{P}$, ${}^{27}_{13}\text{Al}$ etc., que no poseen isótopos naturales.
- IV. Es verdadero, ya que los isótopos poseen diferente número de masa.
- V. Es verdadero, porque un núcleo con menor número de nucleones fundamentales es generalmente más estable por lo tanto, abunda más en la naturaleza.

Problema 9

Con respecto a las siguientes proposiciones, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda

- I. Dos átomos del mismo elemento pueden ser isóbaros.
- II. En la zona extranuclear del catión tritio, no existen electrones.
- III. Un anión trivalente posee 15 protones, entonces la carga absoluta de la zona extranuclear es $-4,8 \times 10^{-19}$ Coulomb.
- IV. La existencia de los neutrones justifica el carácter eléctricamente neutro del átomo.

Resolución:

Analizando cada proposición se concluye que:

- I. Es falso, porque los isóbaros necesariamente pertenecen a elementos diferentes.
- II. Es verdadero, porque el único catión del tritio ${}^3_1\text{H}^{+1}$ carece de electrones en la zona extranuclear.
- III. Es falso, porque el anión ${}_{15}\text{E}^{-3}$, tiene 18 electrones en la zona extranuclear y la carga absoluta de ésta es:
 $18 \times (-1,6 \times 10^{-19} \text{ C}) = -2,88 \times 10^{-18} \text{ C}$
- IV. Es falso, para que el átomo sea neutro la única condición es:
 # protones = # electrones

Rpta: FVFF

Problema 10

Acerca de los 3 isótopos del hidrógeno y sus compuestos ¿qué proposición (es) es (son) correcta (s)?

- I. El agua pesada posee propiedades físicas diferentes al agua común.
- II. El agua pesada se usa como moderador de los neutrones en reacciones nucleares.
- III. En el núcleo del isótopo más común del hidrógeno, hay sólo 1 protón.
- IV. El tritio es el isótopo mas estable y el más pesado del hidrógeno.

Resolución:

Analicemos cada proposición:

- I. Es correcta, como ya indicamos en la tabla 3.5, las propiedades físicas son diferentes.
- II. Es correcta, porque en la fisión nuclear se liberan neutrones veloces, entonces, para moderar la velocidad de estos neutrones, se usa el agua pesada D_2O .
- III. Es correcta, porque el isótopo más abundante del hidrógeno es el protio ${}^1_1\text{H}$ y en su núcleo sólo hay 1 protón y no tiene neutrones.
- IV. Es incorrecta, porque el núcleo del tritio (${}^3_1\text{H}$) es radiactivo; por lo tanto, es inestable. Además, posee la mayor masa de los 3 isótopos.

Rpta: I, II y III

Problema 11

Según la clasificación de las partículas subatómicas, ¿qué proposición es incorrecta:

- A) Los protones y neutrones son hadrones.
- B) El electrón y el neutrino son leptones.
- C) El protón está constituido por 2 quarks "arriba" y 1 quark "abajo".
- D) El neutrón está constituido por 2 quarks "abajo" y 1 quark "arriba"
- E) Los quarks son partículas no elementales.

Resolución:

Según la clasificación de las partículas subatómicas que se trató en la parte teórica, los quarks son partículas elementales, porque no están constituidas por otras partículas más simples.

Rpta: E

**Problema 12**

Una de las siguientes propiedades no corresponde a las partículas subatómicas.

- A) Existen varios tipos de quarks, además de los quarks "arriba" y "abajo".
- B) Todos los hadrones están formados de quarks.
- C) Los quarks "arriba" poseen carga fraccionaria +2/3.
- D) Los quarks "abajo" poseen carga fraccionaria -1/3.
- E) Los átomos de cada uno de los elementos químicos se forman por una combinación definida de leptones y mesones.

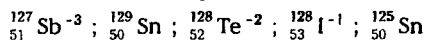
Resolución:

Cada uno de los átomos que corresponden a los elementos químicos se forma por una combinación definida de un cierto número de leptones y un número de quarks. Esto es análogo a la formación de un compuesto, que es la combinación definida de átomos de elementos diferentes (H₂O, CO₂, etc).

Rpta: E

Problema 13

Considerando las siguientes especies químicas:

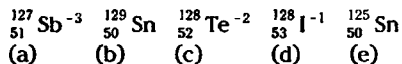


indicar lo que no se cumple:

- A) Hay 2 hílidos.
- B) Hay 2 isóbaros.
- C) Hay sólo 1 par de isótonos.
- D) Hay 3 especies isoelectrónicas.
- E) Hay 3 aniones

Resolución:

Considerando las especies dadas e identificandolas con letras minúsculas, tenemos:



- A) Es correcta, hay 2 especies que poseen el mismo número de protones, (b) y (e).
- B) Es correcta, hay 2 especies que poseen el mismo número de masa, (c) y (d).
- C) Es falso, hay 2 pares de isótonos (igual número de neutrones): (a) y (c) también (d) y (e).
- D) Es correcta, hay 3 especies con igual número de electrones (a), (c) y (d).
- E) Es correcta, (a), (c) y (d) son aniones.

Rpta: C

Problema 14

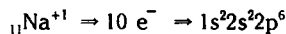
Marque la proposición incorrecta:

- A) Los isóbaros poseen diferentes propiedades físicas.
- B) Los isótonos poseen diferentes propiedades químicas.
- C) Las especies isoelectrónicas tiene la misma distribución electrónica.
- D) Es posible obtener un isótopo artificial de cualquier elemento químico.
- E) Los isóbaros poseen propiedades físicas iguales.

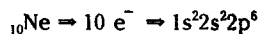
Resolución:

Analizando las proposiciones:

- A) Es correcta, porque los isóbaros son átomos de elementos diferentes; entonces sus propiedades físicas y químicas son diferentes.
- B) Es correcta, porque los isótonos son átomos de elementos diferentes; por lo tanto, sus propiedades químicas y físicas son diferentes.
- C) Es correcta, porque las especies isoelectrónicas monoatómicas poseen diferente número atómico con igual número de electrones e igual distribución electrónica. Por ejemplo:



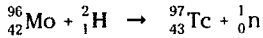
(Distribución electrónica)



(Distribución electrónica)

D) Es correcta, porque, mediante un proceso nuclear, un isótopo estable se convierte en un isótopo artificial de otro elemento.

Por ejemplo:



E) Es falsa, porque los isóbaros solo coinciden en el número de nucleones fundamentales o número de masa, no así en sus propiedades.

Rpta: E

Problema 15

En un átomo neutro el número de masa es 108 y el número de neutrones es 14 unidades más que el número de electrones. Hallar la carga nuclear.

Resolución:

En un átomo neutro ${}_Z^AX$ el número de protones es igual al número de electrones:

$$Z = \#e^-$$

Además por dato del problema:

$$N = Z + 14$$

Luego reemplazamos en el concepto del número de masa:

$$Z + N = 108$$

$$Z + (Z+14) = 108 \Rightarrow Z = 47$$

Problema 16

En un anión trivalente hay 12 neutrones más que el número de protones, además el número de masa es proporcional al número de electrones como 13 es a 6. Hallar la carga nuclear.

Resolución:

En el anión trivalente ${}_Z^AX^{-3}$ se cumplen:

$$\#e^- = Z + 3 \quad \text{y} \quad A = Z + N$$

Según datos del problema:

$$N = Z + 12 \dots \dots \dots (I)$$

$$\frac{A}{Z+3} = \frac{13}{6} \dots \dots \dots (II)$$

En (II) ponemos la ecuación en función del número atómico (Z):

$$\frac{Z + N}{Z + 3} = \frac{13}{6}$$

$$\frac{Z + (Z + 12)}{Z + 3} = \frac{13}{6} \Rightarrow Z = 33$$

Problema 17

En 2 átomos isótonos, la suma de sus cargas nucleares es 90 y la diferencia de sus números de masa es 2. Indique para el isótono más ligero el número de electrones de su catión tetravalente.

Resolución:

Sean los 2 isótonos: ${}_Z^AX$ y ${}_{Z'}^{A'}Y$, sea "N" el número de neutrones que es común en ambos.

Según datos:

$$Z + Z' = 90 \dots \dots \dots (I)$$

$$A - A' = 2 \dots \dots \dots (II)$$

En (II) reemplazamos el concepto del número de masa:

$$(Z + N) - (Z' + N) = 2$$

$$Z - Z' = 2 \dots \dots \dots (III)$$

Resolviendo I y III: $Z = 46$ y $Z' = 44$

Luego el isótono Y es el más ligero o de menor masa, porque tiene menor número de protones y el mismo número de neutrones.

Luego para ${}_{44}Y^{+4} \Leftrightarrow \#e^- = 40$

Problema 18

En 2 isóbaros la suma total de sus nucleones es 360, en uno de los isóbaros hay 50 % más neutrones que protones y excede en 8 unidades a los neutrones del otro isóbaro. Determine para este último el número de electrones de su anión trivalente.

Resolución:

Sean los isóbaros ${}_Z^AX$ y ${}_{Z'}^{A'}Y$
N N'

Según datos y definiciones:

$$A + A = 360 \Rightarrow A = 180$$

Sea "X" donde: $N = \frac{150}{100} Z = \frac{3}{2} Z$

Además: $Z + N = A$

$$Z + \frac{3}{2}Z = 180 \Rightarrow Z = 72$$

$$N = \frac{3}{2} (72) = 108$$

En el otro isóbaro (Y):

$$N' = 108 - 8 = 100$$

$$\Rightarrow Z' = 180 - 100 = 80$$

Luego para ${}_{80}Y^3 \Rightarrow \boxed{\#e^- = 83}$

Problema 19

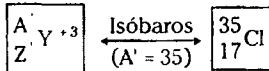
Un anión divalente es isoelectrónico con un catión trivalente, éste último es isóbaro con el ${}^{35}_{17}Cl$ y a la vez es isótono con el ${}^{32}_{15}P$. Determine la carga nuclear del primer ión.

Resolución:

Sea $\boxed{{}_Z X^{-2}}$ isoelectrónico con $\boxed{{}_{Z'} Y^{+3}}$

Entonces: $Z + 2 = Z' - 3 \dots\dots\dots (I)$

Además tenemos:



∥ isótonos

$$\boxed{{}^{32}_{15}P} \Rightarrow N' = 32 - 15 = 17$$

$$\therefore Z' = 35 - 17 = 18$$

Reemplazando en (I): $Z + 2 = 18 - 3$

$$\Rightarrow \boxed{Z = 13}$$

Problema 20

Hallar la carga nuclear absoluta de uno de los 3 isótopos de un elemento, para los cuales la suma de sus números másicos es 381 y el promedio de sus respectivos número de neutrones es 77.

Resolución:

Sean los isótopos: $\frac{A}{Z}X \quad \frac{A'}{Z'}X \quad \frac{A''}{Z''}X$

Según datos del problema tenemos:

$$A + A' + A'' = 381 \dots\dots\dots (I)$$

$$\frac{N' + N'' + N'''}{3} = 77 \dots\dots\dots (II)$$

En (II) desarrollando:

$$N + N' + N'' = 77 \times 3 = 231$$

Reemplazando en (I):

$$(Z + N) + (Z + N') + (Z + N'') = 381$$

$$\Rightarrow 3Z + 231 = 381$$

$$Z = 50$$

Luego la carga nuclear absoluta es:

$$50 \times (+1,6 \times 10^{-19}C) = +8 \times 10^{-18}C$$

Problema 21

Respecto a la estructura atómica, marque Verdadero (V) o Falso (F):

- I. El diámetro nuclear es aproximadamente $\frac{1}{1000}$ del diámetro atómico.
- II. La masa atómica se concentra en el núcleo (80 %) y en la zona extranuclear (20 %).
- III. En el núcleo predomina la fuerza fuerte sobre la fuerza de Coulomb.
- IV. La dinámica del electrón en torno al núcleo es para mantener la cohesión nuclear.

Resolución:

I. Falso

Se cumple aproximadamente:

$$\left(\begin{array}{c} \text{Diámetro} \\ \text{del núcleo} \end{array} \right) = \frac{1}{10000} \left(\begin{array}{c} \text{Diámetro} \\ \text{del átomo} \end{array} \right)$$

II. Falso

$$m_{\text{núcleo}} = 99,99 \% m_{\text{atómica}}$$

III. Verdadero

La fuerza fuerte o nuclear aparece a distancias muy pequeñas como la de los nucleones y mantiene la estructura nuclear.

$$F_{\text{nuclear}} \gg \gg F_{\text{eléctrica}}$$

IV. Falso

Contrarresta la atracción nuclear.

Rpta: FFVF

Problema 22

Según la notación del núclido ionizado:



señale verdadero (V) o falso (F) para cada proposición:

- I. Posee 29 leptones en la zona extranuclear.
- II. Sus nucleones fundamentales poseen en total 82 quarks "up" (arriba) con spin +2/3.
- III. Su cantidad de neutrones posee en total 30 quarks "down" (abajo) con spin -1/3.

Resolución:

El ion: ${}_{26}^{56}\text{Fe}^{-3}$

I. Falso

Posee 23 electrones, los demás leptones se encuentran en el núcleo.

II. Verdadero

El número de nucleones fundamentales está definido por el número de masa:

$$A = 56 = 26p^+ + 30n^0$$

$$\# \text{ quarks "up"} = 26(2) + 30(1) = 82$$

III. Falso

$$\# n^0 = 30$$

$$\# \text{ quarks "down"} = 30 \times 2 = 60$$

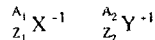
Rpta: FVF

Problema 23

Las siguientes especies químicas X^{-1} e Y^{+1} son isótonos y tienen en total 38 partículas fundamentales neutras, además de ser isoelectrónicas. Su cantidad total de nucleones

fundamentales es 74. ¿Cuál es el número de masa del ion más pesado y la carga nuclear relativa del núcleo ligero?

Resolución:



Isótonos:

$$A_1 - Z_1 = A_2 - Z_2 = 19$$

Isoelectrónicos:

$$Z_1 + 1 = Z_2 - 1 \Rightarrow Z_2 - Z_1 = 2 \dots (\alpha)$$

nucleones fundamentales:

$$A_1 + A_2 = 74 \Rightarrow (19 + Z_1) + (19 + Z_2) = 74$$

$$Z_1 + Z_2 = 36 \dots (\beta)$$

De (α) y (β) : $Z_1 = 17$; $Z_2 = 19$

Además: $A_1 = 36$; $A_2 = 38$

La carga nuclear relativa de X será.

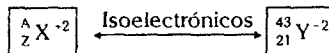
$$17 \times (+1) = +17$$

Problema 24

El catión X^{+2} es isoelectrónico con Y^{2-} ($z=21$, $A=43$) e isótono con Fe^{-2} ($z=26$, $A=56$). Calcular:

- I. Número de electrones en el ion X^{+2}
- II. Número másico de X^{+2}

Resolución:



$$\# e^- = Z - 2$$

$$\# e^- = 21 + 2$$

$$\Rightarrow Z - 2 = 21 + 2 \quad \therefore Z = 25$$

Si X^{+2} es isótono con ${}_{26}^{56}\text{Fe}^{-2}$: $N = 56 - 26 = 30$

- I. Número de electrones en ${}_{25}X^{+2}$ será: $25 + 2 = 27e$
- II. $A = Z + N = 25 + 30 = 55$

Problema 25

Señalar verdadero (V) o falso (F) respecto a las siguientes proposiciones:

- I. El muon (μ) es el leptón mas pesado, con spin igual al del electrón y muy estable
- II. Los hadrones sólo realizan interacción fuerte.
- III. Los bariones poseen spin entero y están formados por 3 quarks cada uno
- IV. Los quarks son partículas elementales de la materia.

Resolución:

- I. Es falso, el muón no es estable (decae en otras partículas); su vida media es muy corta e igual a $2,2 \times 10^{-6}$ s
- II. Es falso, los hadrones producen interacciones débil, electromagnética y fuerte
- III. Es falso, los bariones son hadrones que poseen spin fraccionario, formado por 3 quarks cada uno.
- IV. Es verdadero, porque los quarks son las mínimas expresiones de la materia; se cree hasta hoy día que no están constituidas por otras partículas más pequeñas.

Rpta: FFFV

Problema 26

Sobre la estructura atómica moderna indique verdadero o falso para las siguientes proposiciones:

- I. Por lo general, los isótopos mas livianos de un elemento son mas abundantes que los isótopos más pesados
- II. Los mesones poseen masas intermedias entre un protón y un electrón
- III. Los isótopos del uranio se separan mediante el proceso de difusión.
- IV. Los mesones se desintegran al cabo de 10^{-6} segundos

Resolución:

- I. Es verdadero, porque existen pocas excepciones como:

$${}^6\text{Li} \rightarrow 6\%$$

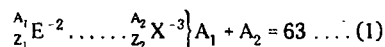
$${}^7\text{Li} \rightarrow 94\%$$
- II. Es verdadero, se sabe por ejemplo que la masa de los mesones es 200 veces mayor que la masa del electrón y mucho menor que la masa del protón o neutrón.
- III. Es verdadero, los isótopos livianos y los pesados se separan debido a la diferencia de sus masas atómicas en el espectrómetro de masas.
- IV. Es verdadero, los mesones son inestables.

Rpta: VVVV

Problema 27

Los iones E^{2+} y X^{3-} poseen un total de 63 nucleones fundamentales, además son isótonos e isoelectrónicos. Señalar verdadero o falso

- I. La diferencia de sus números atómicos es 2
- II. Sus números de masa difieren en una unidad
- III. El producto de los números de masa es 992

Resolución:


Por condición de isoelectrónicos:

$$Z_1 + 2 = Z_2 + 3$$

$$Z_1 - Z_2 = 1$$

Por condición de isótonos:

$$A_1 - Z_1 = A_2 - Z_2$$

$$A_1 - A_2 = Z_1 - Z_2$$

$$\Rightarrow A_1 - A_2 = 1 \dots (2)$$

$$\text{De 1 y 2: } A_1 = 32 \Rightarrow A_2 = 31$$

- I. Es falso, la diferencia es 1
- II. Es verdadero, la diferencia es igual a la unidad
- III. Es verdadero, porque $A_1 \times A_2 = 32 \times 31 = 992$

Rpta: FVV

PROBLEMAS PROPUESTOS

¿Qué proposición (es) es correcta (s)?.

- I. El núcleo atómico es aproximadamente 100 veces menor en volumen respecto al volumen atómico.
- II. La envoltura electrónica es de menor densidad que el núcleo atómico.
- III. Los electrones giran en órbitas circulares alrededor del núcleo según la concepción moderna.
- IV. Las partículas subatómicas fundamentales son electrones, neutrones y protones.

- A) I y II B) II y III C) II y IV
D) I y IV E) III y IV

Para 2 isótopos de un elemento, se cumple que la suma de neutrones es 38 y la suma de sus números de masa es 72. Hallar la carga nuclear del elemento.

- A) 10 B) 35 C) 17
D) 25 E) 27

- Un anión divalente es isoelectrónico con ${}_{19}\text{K}^{+1}$ e isótono con ${}_{17}^{35}\text{Cl}$.

¿Cuántos nucleones fundamentales posee el anión?

- A) 24 B) 34 C) 28
D) 37 E) 18

- Para el isótopo Plata-108, cuyo núcleo contiene 47 protones, no se puede afirmar que:

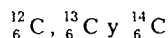
- I. Al perder un electrón su carga neta es $+1,6 \times 10^{-19}$ Coulomb.
- II. Pose 61 neutrones.
- III. Contiene 108 partículas fundamentales.

- A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) I y III

5. Un anión trivalente posee una carga de $-2,88 \times 10^{-18}$ C en la zona extranuclear, si es isótono con el núclido ${}_{17}^{37}\text{Cl}$. Determine el número de partículas subatómicas fundamentales que presenta el anión.

- A) 43 B) 53 C) 48
D) 55 E) 60

6. Para los siguientes isótopos del carbono:



marque lo incorrecto:

- A) El ${}_{6}^{12}\text{C}$ forma el CO_2 , pero también los otros isótopos forman el CO_2
- B) El ${}_{6}^{14}\text{C}$ es el isótopo más pesado
- C) El ${}_{6}^{14}\text{C}$ es un radioisótopo
- D) El ${}_{6}^{13}\text{C}$ posee las mismas propiedades físicas que el ${}_{6}^{12}\text{C}$
- E) El ${}_{6}^{12}\text{C}$ es el isótopo más abundante, probablemente.

7. De las siguientes especies:

${}_{26}^{56}\text{Fe}$	${}_{7}^{15}\text{N}^{-3}$	${}_{8}^{16}\text{O}^{-2}$	${}_{26}^{58}\text{Fe}$	${}_{27}^{58}\text{Co}$
I	II	III	IV	V

no se puede afirmar que:

- A) II y III son consecutivos en la tabla periódica
- B) I y IV son hílidos
- C) II y III son isótonos
- D) IV y V son isóbaros
- E) Sólo hay 1 especie isoelectrónica con el ${}_{10}^{20}\text{Ne}$.

8. En 2 átomos isóbaros, el promedio de sus cargas nucleares es 19 y el promedio de sus neutrones es 21. Hallar el número de masa común.
- A) 20 B) 30 C) 40
D) 25 E) 35
9. En 2 átomos diferentes que son consecutivos en la Tabla Periódica, el número total de nucleones es 169 y el promedio del número de sus neutrones es 44. ¿Cuántos electrones posee el catión trivalente del átomo con mayor carga nuclear?
- A) 28 B) 38 C) 18
D) 48 E) 58
10. En un catión tetravalente, la carga absoluta de la zona extranuclear es $-1,6 \times 10^{18}$ Coulomb y es isóbaro del $^{28}_{13}\text{Al}$. Hallar el número de neutrones del catión.
- A) 24 B) 34 C) 14
D) 28 E) 30
11. En 2 cationes que son isótonos e isoelectrónicos, el que posee menor número de masa ha perdido un menor número de
- A) protones B) neutrones C) electrones
D) atómico E) masa
12. En 2 aniones que son isóbaros e isoelectrónicos, el que posee menor número de neutrones ha ganado un menor número de
- A) protones B) neutrones C) electrones
D) atómico E) masa
13. Para el catión: $^{127}_{51}\text{Sb}^{+3}$
indique las proposiciones correctas:
- I. Posee 76 neutrones
II. El átomo neutro posee 51 electrones.
- III. El núcleo atómico posee 48 protones.
IV. El catión posee 175 partículas subatómicas fundamentales.
- A) I y II B) II y III C) I, II y IV
D) I, II y III E) I y IV
14. Para la siguiente especie iónica:
 $^{31}_{15}\text{P}^{-3}$
marque lo incorrecto:
- I. Posee 18 leptones fundamentales
II. Posee 46 quarks "arriba"
III. Posee 50 quarks "abajo"
- A) I B) II C) III
D) I y II E) I y III
15. Una de las partículas no pertenece al grupo de leptones.
- I. Neutrino II. Electrón
III. Muon IV. Pión
- A) I B) II C) III
D) IV E) III y IV
16. Un núclido liviano y estable "X" es isótono con el átomo de azufre ($Z=16$), éste posee 31 nucleones fundamentales. Calcular el valor de la carga nuclear absoluta del ion X^{+2}
- A) $+32 \times 10^{19}\text{C}$ B) $1,6 \times 10^{18}\text{C}$
C) $+2,4 \times 10^{18}\text{C}$
D) $+4,8 \times 10^{18}\text{C}$ E) $43 \times 10^{19}\text{C}$
17. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda cada proposición:
- I. Los quarks forman todos los hadrones
II. Son hadrones: protón, neutrón y mesón pi (π).
III. El mesón pi (π) es más pesado que el electrón.
IV. La fuerza que predomina en el núcleo es la fuerza fuerte, que no es eléctrica ni magnética.
- A) FFFF B) FFVV C) VVVV
D) VVFF E) FFFFV

18. Los mesones pi (π) y K se componen de:
- 2 quarks iguales
 - 1 quark "arriba" y 1 quark "abajo"
 - 1 quark y 1 antiquark
 - 2 antiquarks
- A) I B) II C) III
D) IV E) II y III
19. Si un anión trivalente posee 54 leptones fundamentales y 76 bariones neutros fundamentales, determine el número de masa.
- A) 97 B) 127 C) 107
D) 87 E) 117
20. Sobre las partículas subatómicas:
- El experimento para descubrir el electrón sirvió de base y se usó para descubrir el protón.
 - Según cronología del descubrimiento: neutrón > protón > electrón
 - Según masa de partículas subatómicas fundamentales: electrón < neutrón < protón
 - La partícula fundamental de mayor estabilidad fuera del núcleo es el neutrón.
- Es (son) incorrecta (s):
- A) I y II B) II, III y IV C) II y IV
D) I, III y IV E) Todos
21. De las siguientes partículas subatómicas: positrón, neutrón, protón, electrón, pión, identifique el par que esta constituido por 3 quarks cada uno
- A) protón ; electrón
B) electrón ; pión
C) positrón ; neutrón
D) neutrón ; protón
E) neutrón ; pión
22. Relacione correctamente la partícula subatómica con su descubridor correspondiente:
- | | |
|-------------|---------------|
| I. electrón | a. Chadwick |
| II. neutrón | b. Rutherford |
| III. protón | c. Thomson |
| IV. pión | d. Yukawa |
- A) Ia-IIc-III d-IVb B) Ia-IIb-IIIc-IVd
C) Ic-IIa-IIIb-IVd
D) Ib-II d-IIIa-IVc E) Ic-II d-IIIb-IVa
23. En un átomo, la diferencia de cuadrados del número másico y número atómico es igual 384. El núcleo posee 24 quarks "abajo" referido a partículas neutras. ¿Cuál es el número total de quarks "arriba" referidos a los nucleones fundamentales?
- A) 32 B) 30 C) 42
D) 28 E) 40
24. Señalar verdadero (V) o falso (F)
- Los isótopos artificiales fueron descubiertos por Irene Curie
 - Los isótopos naturales de Neón fueron descubiertos por Aston
 - Los isóbaros poseen igual masa atómica
 - Los isótonos pueden ser de un mismo elemento
- A) VVVV B) VVFF C) VFVF
D) FFFV E) VFFF
25. Señalar la proposición correcta
- La densidad nuclear es $1,2 \times 10^{10} \text{ kg/cm}^3$
 - Los electrones también se encuentran en el núcleo atómico
 - Fuera del núcleo atómico, el neutrón y protón tienen vida infinita
 - Los hadrones se encuentran en el núcleo
 - Los leptones se encuentran en la zona extranuclear

CLAVES

Capítulo

III

- | | |
|-------|-------|
| 01. C | 14. D |
| 02. C | 15. C |
| 03. B | 16. E |
| 04. C | 17. B |
| 05. C | 18. A |
| 06. C | 19. C |
| 07. B | 20. A |
| 08. E | 21. C |
| 09. A | 22. E |
| 10. C | 23. B |
| 11. D | 24. E |
| 12. E | 25. B |
| 13. E | |

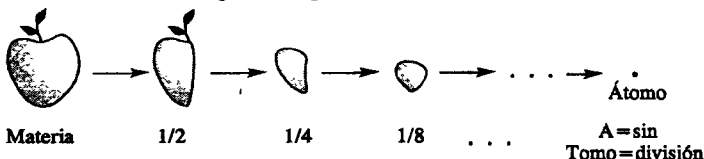


DESARROLLO CRONOLÓGICO DE LA TEORÍA ATÓMICA Y LOS MODELOS ATÓMICOS

Respecto a la estructura interna de la materia, a través de la historia se plantearon diferentes concepciones filosóficas y teorías científicas para poder explicar las propiedades del mundo material que nos rodea.

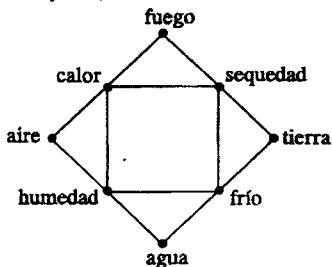
CONCEPCIONES FILOSÓFICAS

El concepto atómico de la materia surgió aproximadamente hace 450 años a.n.e., cuando el filósofo griego **Leucipo** afirmaba que la materia es discontinua porque estaría formada por partículas discretas indivisibles llamadas átomos (en griego "átomo" significa *indivisible*), que sería el límite de división de la materia, tal como se ilustra en la siguiente figura:



Demócrito (380 años a.n.e.), discípulo de Leucipo, sostenía que el elemento último de la realidad es el átomo, partícula eterna, indivisible, invisible y homogénea.

Muchos filósofos clásicos griegos consideraban absurda esta teoría atómica y la rechazaban; entre ellos tenemos a **Empédocles**, contemporáneo de Demócrito, quien sostenía que todos los materiales están compuestos por cuatro "elementos": tierra, aire, fuego y agua; **Aristóteles (300 años a.n.e.)**, discípulo de Empédocles, describió los "cuatro" elementos como la combinación de propiedades fundamentales de la materia: sequedad, humedad, calor y frío, así:



Aproximadamente un siglo después, las teorías atómicas de Demócrito fueron ampliadas y propagadas por **Epicuro**, su discípulo más famoso.

Las doctrinas del atomismo se perpetuaron por medio del poema *DE RERUM NATURA*, escrito alrededor del año 50 a.n.e. por el poeta romano **Lucrecio**.

Unos veinte siglos después (1661), el físico y químico inglés **Robert Boyle** en su libro "El Químico Escéptico", aceptó la existencia del átomo; **Isaac Newton**, en su obra "Principia" (1687) y "Ópita" (1704), también aceptó la teoría atomista de la materia

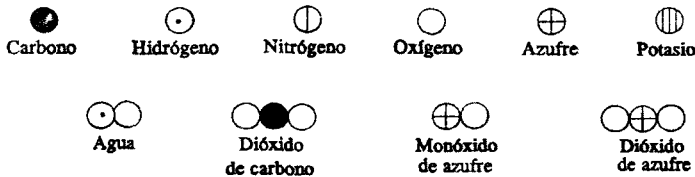
CONCEPCIONES CIENTÍFICAS ACERCA DEL ÁTOMO

A continuación estudiaremos diferentes hechos experimentales que motivaron la formulación de diferentes modelos atómicos por parte de los científicos en un intento de explicar la naturaleza y composición de la materia.

TEORÍA ATÓMICA-MOLECULAR DE DALTON (1808). Fue desarrollada entre 1803 y 1808 para plantear una base teórica de las leyes experimentales de la combinación química, Dalton pudo así explicar brillantemente la ley de conservación de masa de Lavoisier; ley de proporciones constantes de Proust, y descubrió la ley de proporciones múltiples que lleva su nombre (ley de Dalton), pero para ello, fue el primero en darle una propiedad importante al átomo: **peso o masa**, creando así la primera escala de pesos atómicos relativos.

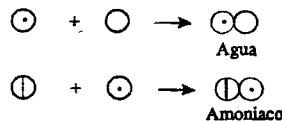
John Dalton fue maestro de escuela en Manchester (Inglaterra) con grandes dotes de ingenio e ideas revolucionarias.

En su obra *NEW SYSTEM OF CHEMICAL PHILOSOPHY* (Nuevo Sistema de Filosofía Química), nos enseña cómo es el **átomo** y cómo son las **moléculas** de los compuestos, para ello hace uso de símbolos arbitrarios para designar los elementos. Como ejemplo, veamos algunos elementos y compuestos representados según Dalton:

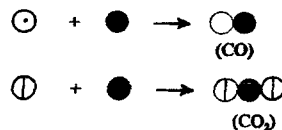


La teoría de Dalton consta de los siguientes postulados:

1. Todos los elementos químicos están constituidos por partículas discretas, invisibles e indivisibles incluso en las reacciones químicas más violentas, llamadas átomos.
2. Los átomos de un mismo elemento son idénticos en todas sus propiedades, especialmente en tamaño y peso (masa).
3. Los átomos de elementos diferentes son totalmente diferentes en todas sus propiedades.
4. Durante las reacciones químicas, existe un reordenamiento de átomos, sin que el átomo se divida o destruya. La **molécula** del compuesto resulta entonces de la superposición de átomos de elementos diferentes. Citemos como ejemplo la formación de moléculas de agua y amoníaco:



5. Los átomos de dos elementos pueden combinarse en más de una relación entera y sencilla para formar más de un compuesto. Ejemplos:



Es importante señalar que Dalton nunca aceptó la idea que la molécula estaría formada por átomos idénticos o de un mismo elemento. Así, por ejemplo, era absurdo: H_2 , O_2 , N_2 , P_4 , etc.; por esta razón, se opuso tercamente a la ley experimental de Gay-Lussac, referida a los volúmenes de combinación de las sustancias gaseosas. Esta ley se explica fácilmente aceptando que algunos elementos están formados por moléculas (H_2 , O_2 , Cl_2 , F_2 , etc.), tal como lo propuso el químico italiano Amadeo Avogadro en la misma época de Dalton, quien, no obstante, rechazó esa propuesta.

A pesar de ello la teoría de Dalton fue la base del desarrollo de la química moderna, porque todas las investigaciones científicas se hicieron y aún se hacen aceptando que la materia está formada por átomos.

LOS RAYOS CATÓDICOS Y EL DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN.

Hacia 1833, el físico inglés Michael Faraday (discípulo de Humphrey Davy, famoso químico inglés, fue el primero en obtener los elementos hidrógeno y oxígeno a partir de la descomposición electrolítica del agua), comprobó la relación entre las masas de las sustancias obtenidas por electrólisis (descomposición de una sustancia mediante la corriente eléctrica para formar sus elementos puros) y la cantidad de electricidad necesaria para este proceso. En 1874, George Stoney, luego de estudiar cuidadosamente los experimentos de Faraday, planteó que las unidades de carga eléctrica están asociadas con los átomos y sugirió llamarlas electrones.

La existencia de los electrones quedó en evidencia a través de los experimentos realizados con los rayos catódicos, éstos se producen con dos electrodos en un tubo de vidrio sellado que contiene gas a presión muy baja (de 0,01 mmHg a 0,1 mmHg); luego de aplicar un alto voltaje (de 6 000 a 10 000 voltios) se desprenden rayos en el cátodo (electrodo negativo) que viajan en línea recta, atraídos por el ánodo (electrodo positivo).

Los rayos catódicos fueron descubiertos por Julius Plücker (1859), luego estudiados con más detalle por Johann W. Hittorf (1869) y William Crookes (1886), quienes demostraron que estos rayos:

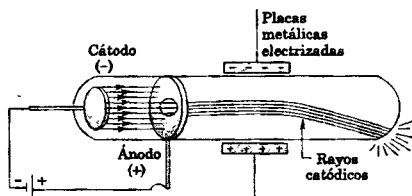
1. Hacen girar un pequeño molinete si éste se encuentra en su trayectoria, por lo tanto, deben ser de **naturaleza corpuscular** (poseen propiedades de partículas)
2. Producen sombras cuando se coloca algún objeto en su trayectoria; por lo tanto, **viajan en línea recta**.
3. Son desviados por campos magnéticos y eléctricos, por lo tanto, son flujo de **partículas cargadas o electrizadas**.
4. Ionizan gases, porque los rayos catódicos chocan con los electrones de los átomos y logran expulsarlos, generándose así los cationes.
5. Producen luminiscencia en una pantalla fluorescente colocada en su trayectoria y paralela a ella.
6. Producen fluorescencia en las paredes del propio tubo de rayos catódicos y sobre diversas sustancias: se ve que el sulfuro de zinc (ZnS) brilla con luz verde - azulada, el fluoruro de calcio (CaF_2) adquiere coloración violeta, el yeso ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$) flourece en anaranjado etc.



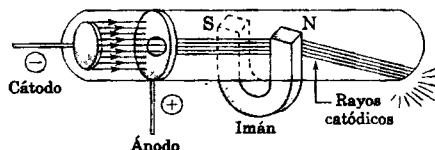
Joseph John Thomson (1856-1940), brillante científico inglés, demostró experimentalmente que los rayos catódicos son flujo de electrones veloces y que el átomo es divisible, porque uno de sus componentes principales es el electrón; por lo tanto el átomo indivisible de Dalton quedó descartado

Figura 3.3

a) Los rayos catódicos se dirigen del cátodo al ánodo y al instalar un campo eléctrico mediante placas cargadas, estos rayos se desvían atraídos hacia la placa positiva, que se detecta debido a que produce luminiscencia en el tubo de Crookes.



b) Los rayos catódicos son desviados ante un campo magnético generado por un imán en la dirección que corresponde a las partículas negativas (hacia el polo norte).



En 1897, Joseph Thomson estudió con más profundidad estas **partículas negativas**, a las que llamó **electrones** como había sugerido ya anteriormente Stoney. Entonces realizó mediciones de la desviación de los rayos catódicos para diferentes campos magnéticos y eléctricos, después de lo cual logró obtener la relación carga- masa del electrón.

$$\frac{e}{m} = 1,758 \times 10^8 \frac{\text{Coulomb}}{\text{gramo}}$$

Este valor resultó ser el más alto que se conocía y, dado que se relaciona en forma inversa con la masa, entonces quedó en evidencia el descubrimiento de la partícula con la masa más pequeña hasta ese momento conocida; por lo tanto, el electrón sería la partícula más pequeña que posee la materia.

La producción de los rayos catódicos **no depende** de la **naturaleza del gas** presente en el tubo ni del **tipo de material** de los electrodos o de la **fuerza de voltaje**, es decir, los electrones son partículas fundamentales presentes en todos los átomos. Hoy en día, esto ha quedado plenamente demostrado.

Cabe resaltar también que los tubos de rayos catódicos que se utilizaron para estos experimentos contribuyeron al avance de la electrónica, porque son la base del cinemascopio, aparato que proyecta las imágenes en un televisor y de las computadoras.

Determinación de la Carga del Electrón. En 1909, el físico norteamericano Robert A. Millikan llevó a cabo su famoso experimento de las "gotas de aceite" para medir la carga de un electrón. En esta experiencia, un pulverizador o atomizador inyecta gran cantidad de gotitas de aceite, las cuales se cargan negativamente al ser previamente radiadas con rayos x.

Las gotas caen por acción de la gravedad, pero, como poseen carga negativa, son atraídas por el polo positivo o ánodo. En el instante que las gotas están sujetas a dos fuerzas iguales (fuerza gravitacional y fuerza eléctrica) quedan en estado de equilibrio. Luego, realizando los cálculos en base a la ley de Coulomb y la caída de los cuerpos por acción de la gravedad, Millikan encontró que las cargas de todas las gotas eran múltiplos de una carga fundamental, que es la carga del electrón; el valor encontrado fue $1,591 \times 10^{-19}$ Coulomb.

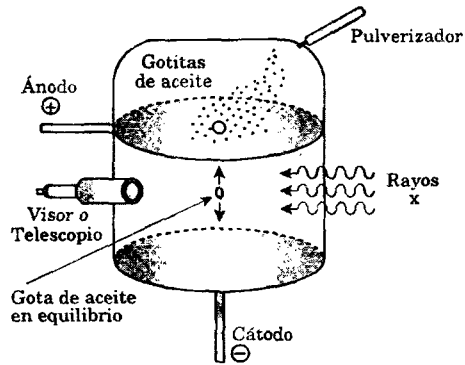
Actualmente, con tecnologías más sofisticadas, se ha establecido que la carga del electrón es $1,6022 \times 10^{-19}$ Coulomb.

De la relación carga-masa se puede hallar la masa del electrón (m):

$$\frac{1,602 \times 10^{-19} \text{ C}}{m} = 1,758 \times 10^8 \frac{\text{C}}{\text{g}} \Rightarrow m = 9,1095 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Figura 3.4

Experimento de la gota de aceite, las pequeñas gotas de aceite caen a través del hueco de la placa superior. Al aumentar el voltaje, las gotas caen lentamente porque son atraídas por la placa (+) y repelidas por la placa (-), algunas gotas se mantienen estacionarias o en equilibrio. Si se conoce el voltaje y la masa, también se puede calcular su carga.



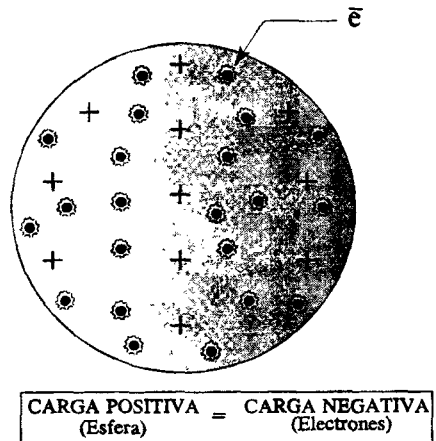
MODELO ATÓMICO DE THOMSON (1 904).

Partiendo de las propiedades que descubrió acerca de los rayos catódicos (flujo de electrones), Thomson propone el **primer modelo atómico**, con las siguientes características: el átomo es de forma esférica, con masa compacta y carga positiva distribuida homogéneamente; dentro de la esfera se encuentran incrustados los electrones con un movimiento vibratorio y en cantidad suficiente como para neutralizar la carga positiva de la esfera; por lo tanto, el átomo es eléctricamente neutro.

Por la apariencia que presentaba este modelo, fue denominado “**Modelo de budín de pasas**”.

Su importancia radica en que fue el primero que permitió relacionar la electricidad con el átomo. Pero, como cualquier otro modelo científico tenía que ser perfeccionado para poder explicar nuevos fenómenos que ocurren en el laboratorio o en la naturaleza

Figura 3.5 Modelo atómico de Thomson



LOS RAYOS CANALES Y LA EXISTENCIA DE PROTONES

En 1886, el físico alemán Eugene Goldstein observó una fluorescencia o brillo detrás del cátodo en un tubo de rayos catódicos cuando a la placa negativa se le había practicado canales u orificios; esto sólo puede explicarse con la existencia de otras radiaciones a las que Goldstein llamó **Rayos Canales**, los cuales viajan en sentido contrario a los rayos catódicos y son partículas de carga positiva. Estos rayos positivos o iones positivos se originan cuando los rayos catódicos desplazan electrones de los átomos del gas residual en el tubo.

Figura 3.6 Tubo de rayos catódicos que presenta el cátodo perforado, a través del cual pasan los iones positivos de la gas residual, produciendo un brillo detrás del cátodo.

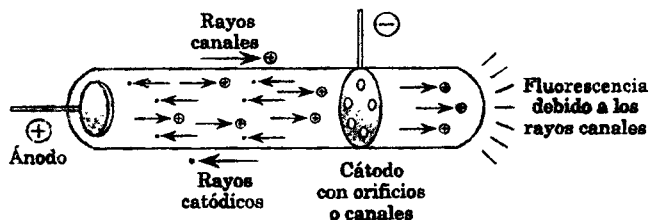
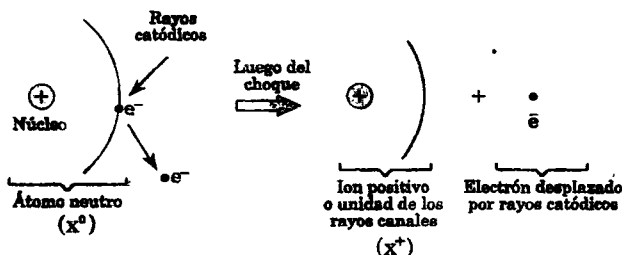


Figura 3.7 Los rayos catódicos, en su viaje hacia el ánodo, desplazan electrones correspondientes a átomos neutros del gas residual (X^0), formando iones positivos o rayos canales (flaño de X^+).



La naturaleza de los rayos canales varía de acuerdo al tipo de gas residual que se encuentre en el tubo, es decir, cada elemento químico gaseoso genera un catión distinto al ionizarse y por ello su relación carga-masa (e/m) es diferente.

El físico alemán Wilhelm Wein (1898), luego de realizar experiencias con los rayos canales generados por el gas hidrógeno; de manera análoga a Thomson, midió la relación carga-masa de los iones positivos y encontró que la carga positiva era igual a la carga del electrón (en magnitud) y su masa igual a 1836 veces la del electrón; dicha partícula se llama **protón** (H^+).

Años más tarde, en 1919, Ernest Rutherford desprendió por primera vez protones del núcleo atómico, mediante una transmutación nuclear y demostró que son unidades fundamentales del núcleo atómico de todos los elementos, razón por la cual se considera a Rutherford como el descubridor de protón.

EXPERIMENTO DE RUTHERFORD Y EL DESCUBRIMIENTO DEL NÚCLEO ATÓMICO

En 1909, Ernest Rutherford dirigió en su laboratorio de la universidad de Cambridge (Inglaterra) cierto experimento con la ayuda del físico alemán Hans Geiger (inventor del famoso "contador Geiger", aparato para detectar materiales radiactivos) y el físico inglés recién graduado Ernest Marsden que consistió en: contra una lámina muy delgada de oro ("pan de oro") cuyo espesor es de 0,0006 mm (0,6 μm) se lanzó rayos alfa, formados por partículas veloces de gran masa y con carga positiva: ($\oplus\oplus$), que eran núcleos de helio (dos protones + dos neutrones), ${}^4_2\text{He}^{-2}$. Se observó entonces que la gran mayoría de los rayos alfa atravesaban la lámina sin ninguna desviación. Sólo una cantidad muy pequeña de rayos alfa se desviaban con ángulos de desviación o dispersión (θ) variables:

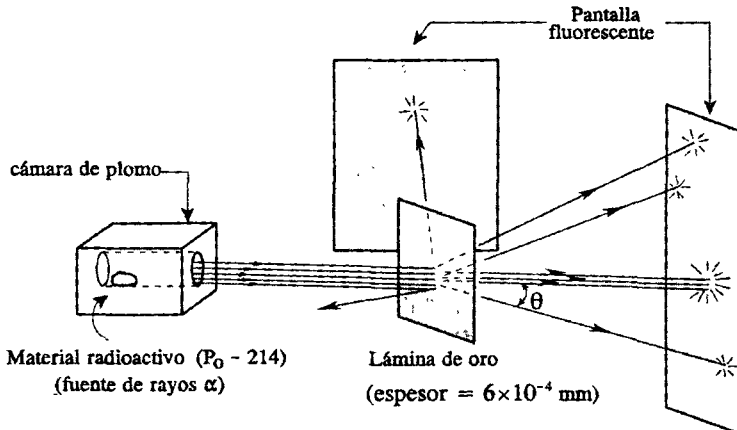
$$0^\circ < \theta \leq 180^\circ$$



Sir Ernest Rutherford (1 871 -1 973). científico neozelandés, uno de los científicos que más aportó al estudio de la estructura atómica, descubrió el núcleo atómico y llevo a cabo la primera transmutación nuclear.

El hecho de que algunos rayos alfa incluso rebotaran sorprendió mucho a Rutherford, porque él pensaba que los rayos α atravesarían la lámina fina sin mayores desviaciones, según el modelo atómico propuesto por su maestro J. Thomson. Al referirse a este hecho, en la conferencia hecha por Rutherford ante la Real Academia de Londres en 1911, afirmaba: "... esto era lo más increíble que me había ocurrido en la vida. Tan increíble como si un proyectil de 15 pulgadas, disparado contra una hoja de papel de seda, se volviera y lo golpeará a uno ..."

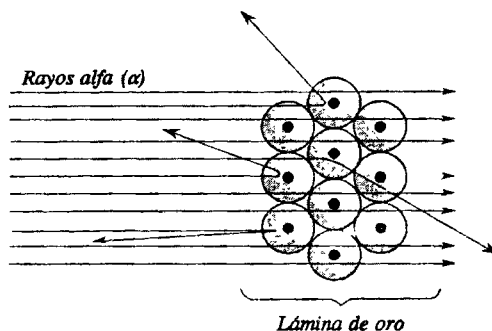
Figura 3.8 Los rayos alfa desviados se detectan en una pantalla fluorescente de sulfuro de zinc (ZnS), que tiene la cualidad de producir luminosidad cuando recibe alguna radiación (en la figura son rayos α).



Explicación del fenómeno. Rutherford logro explicar brillantemente la dispersión de los rayos alfa α en base a las siguientes conclusiones:

1. El átomo tiene una parte central llamada núcleo, diminuto, de carga positiva, compacto o macizo y muy denso, debido a que casi la totalidad de la masa atómica se concentra en él.
2. El campo eléctrico generado por el núcleo es muy intenso y causa la desviación de rayos α mediante fuerzas de repulsión eléctrica.
3. El átomo es casi vacío, ya que los electrones, partículas de masa insignificante, ocuparían espacios grandes cuando giran en torno al núcleo.

Figura 3.9 Los rayos alfa son desviados por el campo eléctrico de alta intensidad generado por el núcleo positivo. En ningún caso los rayos alfa llegan a chocar con el núcleo atómico. Si los rayos " α " pasan "lejos" del núcleo no sufren ninguna desviación.



MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD (1911)

Consecuente con su experimento, Rutherford abandonó la idea de que el átomo sería como un "budín de pasas", propuesta por Thomson, ya que, según este modelo, los rayos alfa se desviarían muy débilmente y nunca con ángulos de dispersión (θ) de 90° y 180° como ocurría en el experimento.

Según Rutherford, el átomo es un sistema dinámico, con un núcleo de carga positiva y los electrones girando alrededor siguiendo trayectorias circulares y concéntricas a una gran velocidad, de tal modo que se neutralice la fuerza de atracción eléctrica que ejerce el núcleo; por lo tanto, los electrones estarían girando en estado de equilibrio.

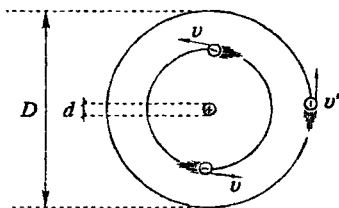


Figura 3.10 Modelo atómico del "sistema planetario" propuesto por Rutherford.

Según cálculos efectuados por Rutherford:

$$D = 10\,000d \Rightarrow V_A = 10^{12} V_N$$

Donde:

V_A = Volumen del átomo

V_N = Volumen del núcleo

ERROR EN EL MODELO DE RUTHERFORD. Según la física clásica (electrodinámica clásica), una partícula electrizada o cargada eléctricamente que se mueve con velocidad variable (con aceleración) emite o pierde constantemente energía en forma de ondas electromagnéticas. Por lo tanto, el electrón, que es una partícula con carga negativa y viaja con aceleración angular debido a que describe trayectoria circular, debe constantemente perder energía y acercarse poco a poco al núcleo siguiendo una trayectoria en espiral y finalmente caer al núcleo, o sea hasta la autodestrucción o colapsamiento del átomo, lo cual nunca ocurre. Por lo tanto, la física clásica no servía para explicar fenómenos atómicos y era necesario una nueva física en base a nuevos principios y leyes para las partículas submicroscópicas como átomos, moléculas y partículas subatómicas, que hoy en día se llama mecánica cuántica (relativística y no relativística)

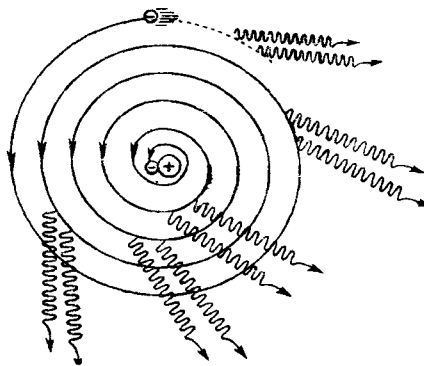


Figura 3.11 Según la física clásica, el electrón pierde energía en forma de ondas electromagnéticas y se acerca poco a poco hacia el núcleo hasta hacer colapsar al átomo.

RADIACIONES ELECTROMAGNÉTICAS (REM)

En las secciones anteriores se ha mencionado algunas características de los rayos catódicos y de los rayos canales, así como la participación de los rayos "X" en el experimento de Millikan.

¿Qué diferencia existe entre los rayos catódicos y los rayos "X"?

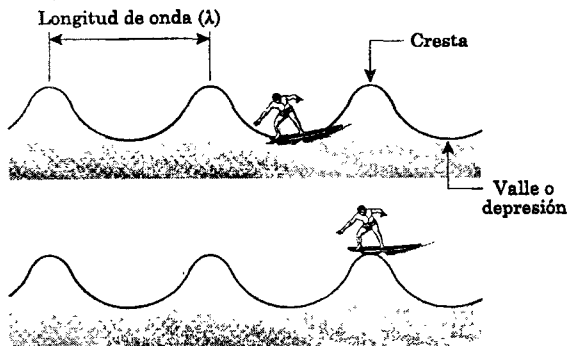
Se sabe que los rayos catódicos son flujo de electrones, es decir, un flujo de partículas negativas con alta energía cinética, por lo tanto, esta radiación es de naturaleza "corpúscular". Por otro lado, en 1895, Wilhem Röntgen descubrió y estudió las propiedades de los rayos X, comprobando que no poseen carga eléctrica ni masa; esto significa que no son flujos de ninguna clase de partículas, por lo que **no son corpúsculares**, son **radiaciones energéticas o electromagnéticas**. A este tipo de radiaciones también corresponden la luz visible o blanca, los rayos gamma, las ondas de radio, televisión, etc. Transportan energía en forma de campos eléctricos y magnéticos a través de cualquier cuerpo material o a través del espacio; se les llama también **ondas electromagnéticas**.

¿Qué es una onda electromagnética?

En primer lugar definimos el concepto de "ONDA" partiendo de un ejemplo familiar: un joven surfista flotando en el mar. En este caso se observa que las ondas marinas generadas por diferencias en la presión de la superficie del agua afectan el movimiento del joven surfista en forma periódica, tal es así que éste sube y baja en forma repetitiva sin desplazarse horizontalmente.

Entonces, la onda es la propagación de energía generada por una perturbación vibracional que viaja a través de un medio sin desplazarlo.

Figura 3.12 Las ondas de agua se generan por una perturbación y ocasionan a su vez un movimiento de sube y baja repetitivo en un joven surfista que flota en el mar.



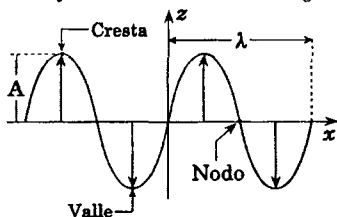
La distancia entre crestas o valles consecutivos de la onda se llama **longitud de onda** (λ) y el número de movimientos completos (de sube y baja) o ciclos por unidad de tiempo se denomina **frecuencia** (ν). El producto de ambas es la **velocidad** (v) con la cual la onda se mueve a través del agua: $\lambda \times \nu = v$

En el caso de una onda electromagnética, se origina por una perturbación de un campo magnético o un campo eléctrico; debido a ello, dichos campos oscilan o fluctúan perpendicularmente entre sí y viajan a través del espacio a la misma velocidad que la luz (c).

$$c = 3 \times 10^5 \frac{\text{km}}{\text{s}} = 3 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} = 3 \times 10^{10} \frac{\text{cm}}{\text{s}}$$

Las radiaciones electromagnéticas no sufren desviación ante un campo eléctrico generado por placas con carga eléctrica o ante un campo magnético procedente de los polos de un imán. Esto se debe a que no poseen carga eléctrica. Tampoco poseen masa en reposo.

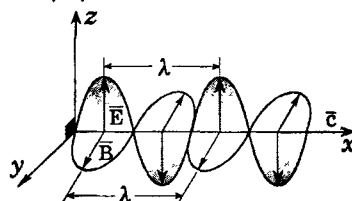
Figura 3.13 Oscilación del campo eléctrico en la dirección del eje z de una onda electromagnética.



Donde:

- \vec{E} : campo eléctrico (\uparrow y \downarrow)
- z: dirección en la cual oscila \vec{E}
- λ : longitud de onda
- A: Amplitud de la onda

Figura 3.14 Oscilación de los campos eléctrico y magnético de una onda electromagnética. Dichos campos son perpendiculares entre sí.



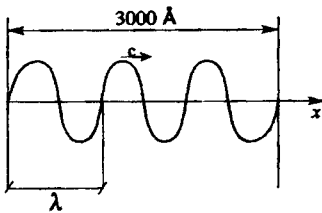
Donde:

- \vec{E} : campo eléctrico
- \vec{B} : campo magnético
- \vec{c} : velocidad de la luz

Características de las ondas electromagnéticas.

Para realizar cálculos simples acerca de las radiaciones electromagnéticas tomaremos como ejemplo la siguiente radiación ultravioleta.

Figura 3.15 Vemos aquí una fracción de una onda electromagnética de luz ultravioleta. Se muestra sólo el campo eléctrico en el eje de las x por simplicidad. En éste se observa que tres ciclos completos recorren una longitud de 3000 Å



Longitud de Onda (λ): Nos indica la distancia entre dos crestas adyacentes o la distancia correspondiente a un ciclo u oscilación completa (distancia entre dos nodos alternos). Se mide en metros (m), centímetros (cm), nanómetros (nm), Angström (Å), etc., dependiendo del tipo de REM.

De la figura 3.15, se observa:

$$3 \lambda = 3000 \text{ \AA} \rightarrow \lambda = 1000 \text{ \AA}$$

Para convertir a centímetros se emplea la siguiente equivalencia: $1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$

$$\text{Entonces: } \lambda = 1000 \text{ \AA} \times \frac{10^{-8} \text{ cm}}{1 \text{ \AA}} = 10^{-5} \text{ cm}$$

Para convertir a nanómetros se emplea la siguiente equivalencia: $1 \text{ nm} = 10 \text{ \AA}$

$$\lambda = 1000 \text{ \AA} \times \frac{1 \text{ nm}}{10 \text{ \AA}} = 100 \text{ nm}$$

Frecuencia (ν). Es el número de longitudes de onda (oscilaciones completas o ciclos) que atraviesan un punto dado por unidad de tiempo (segundo). La frecuencia de una radiación electromagnética es constante, solo depende de la fuente emisora; por lo tanto, no varía cuando la radiación pasa de un medio material a otro.

$$\nu = \frac{\text{número de ciclos}}{\text{tiempo (t)}}$$

$$\text{Unidad: } \frac{\text{ciclos}}{\text{s}} = \text{s}^{-1} = \text{Hertz (Hz)}$$

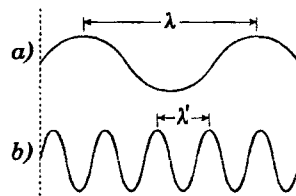
Velocidad (v). Nos indica la rapidez con la que se desplaza la onda. Las radiaciones electromagnéticas, en el vacío, viajan a la misma velocidad que la luz (c).

Para cualquier onda que viaja con cierta velocidad (v), la longitud de onda y la frecuencia se relacionan Así:

$$v = \lambda \nu$$

Por tanto, la longitud de onda y la frecuencia son inversamente proporcionales entre sí. Mientras más pequeña sea la longitud de onda mayor será la frecuencia.

Figura 3.16 Relación de la longitud de onda y la frecuencia de las ondas (olas) del agua de mar. En (a) y (b) se representan 2 ondas que viajan a la misma velocidad. En (a) la longitud de onda es mayor y es baja su frecuencia, mientras que en (b) la longitud de onda es más corta y su frecuencia es alta. Puede medirse la frecuencia (ν) de la onda observando el número de veces en que se eleva y baja un punto fijo en su trayectoria.



Para una onda electromagnética: $c = \lambda v$

Aplicación: Para la radiación ultravioleta mostrada en la figura 3.15, hallemos su frecuencia.

Se sabe: $c = \lambda v \Rightarrow v = \frac{c}{\lambda}$

Reemplazando valores:

$$v = \frac{3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{10^{-5} \text{ cm}} \Rightarrow v = 3 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} = \boxed{3 \times 10^{15} \text{ Hz}}$$

Significa que 3×10^{15} ciclos o número de longitudes de onda completos de la radiación pasan por un punto fijo en cada segundo.

Período (T). Es el tiempo que demora en realizar un ciclo o recorrer una longitud de onda. Es inversamente proporcional a la frecuencia.

$$T = \frac{1}{v} \quad \text{Unidad: s (segundo)}$$

Para la radiación ultravioleta señalada en la figura 3.15, hallemos su período.

A partir de la frecuencia cuyo valor ya conocemos: $v = 3 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$

Entonces reemplazando valores se obtiene:

$$T = \frac{1}{v} = \frac{1}{3 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}} = \boxed{T = 3,3 \times 10^{-16} \text{ s}}$$

Es decir que un ciclo completo de la radiación se cubre en $3,3 \times 10^{-14}$ segundos.

Número de Onda (\bar{v}). Es el número de longitudes de onda o número de ciclos presentes en una distancia de 1 cm. Esto equivale a la inversa del valor de su longitud de onda expresada en centímetros.

$$\bar{v} = \frac{1}{\lambda} \quad \text{unidad: cm}^{-1}$$

Para la radiación ultravioleta ilustrada en la figura 3.15, hallemos su número de onda.

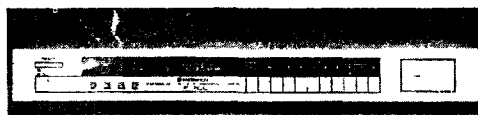
La longitud de onda es: $\lambda = 10^{-5} \text{ cm}$

Reemplazando obtenemos:

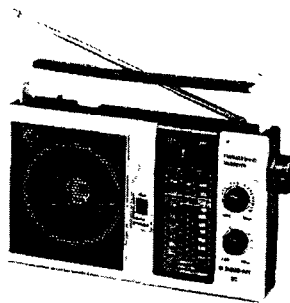
$$\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{10^{-5} \text{ cm}} \Rightarrow \boxed{\bar{v} = 10^5 \text{ cm}^{-1}}$$

Significa que en una distancia de 1 cm existen 10^5 longitudes de onda o ciclos.

Amplitud (A). Es la distancia del eje de simetría hasta la cresta (amplitud positiva, +A) o hasta el valle (amplitud negativa, -A). En el caso de las radiaciones visibles, está relacionada con la brillantez o intensidad de la luz.



Un sintonizador moderno proporciona la señal de salida correspondiente a cada emisora, con cierta frecuencia (v) y longitud de onda (λ) característico.

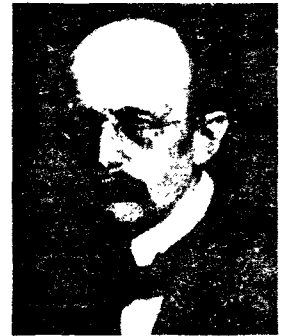


Un radio transistor capta ondas de radio en AM y FM. Tiene una antena incorporada. Las emisoras de FM tienen un alcance de 105 km y con frecuencias entre 88 y 105 MHz. La AM en cambio tiene mayor longitud de onda y menor frecuencia (entre 540 kHz y 600 kHz).

TEORÍA CUÁNTICA DE LA RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA

La física clásica, acerca de la absorción y emisión de las radiaciones electromagnéticas establecida por Maxwell, nos indica que la energía es continua; es decir, un cuerpo emite o absorbe una radiación electromagnética en forma ininterrumpida, análogo a un chorro de agua

El físico alemán Max Planck (1900), luego de estudiar la radiación térmica de los **cuerpos negros**, llegó a establecer que la energía es discontinua: "la radiación electromagnética (**REM**) emitida o absorbida por un cuerpo se efectúa en forma de pequeñas unidades discretas llamados **cuantos**". La energía que transporta cada fotón o cuanto depende del tipo de radiación electromagnética: es directamente proporcional a su frecuencia e inversamente proporcional a su longitud de onda.



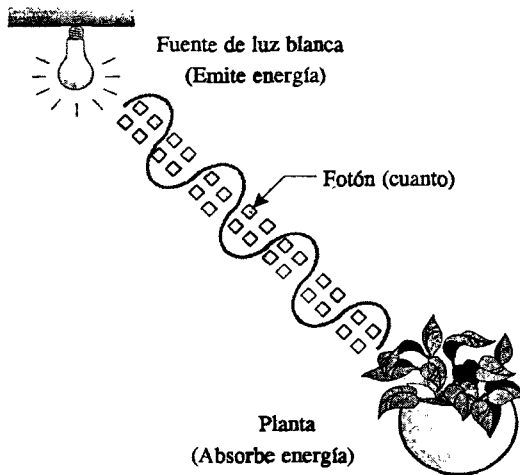
Max Planck (1858-1947), físico alemán, uno de los más brillantes científicos del siglo XX, con su teoría de los cuantos de radiación electromagnética revolucionó la física, dando inicio a la física moderna o física cuántica.

Donde:

$E = h \nu$	ó	$E = h \frac{c}{\lambda}$	<p>h = constante de Planck $h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} = 6,626 \times 10^{27} \text{ ergios} \cdot \text{s}$ E = energía de un fotón</p>
-------------	---	---------------------------	---

Un cuerpo emite o absorbe energía en múltiplos enteros de la energía del fotón: $E, 2E, 3E, 4E, \dots$ y nunca en cantidades fraccionarias de la energía del fotón: $0,5 E, 1,5 E, 1,2 E, 2,4 E, 3,5 E, \dots$

Figura 3.17 Un modelo para explicar la teoría cuántica. El foco emite luz blanca, que transporta energía en forma de "paquetes" o fotones. La planta absorbe energía también en forma de "paquetes". Según la teoría cuántica de Planck



Ejemplo:

Si la longitud de onda de una luz roja es 6500 \AA . Determine la frecuencia de radiación y la energía en Joule de un fotón de esta radiación monocromática.

Resolución:

La longitud de onda es convertida a metros: $\lambda = 6500 \text{ \AA} \times \frac{10^{-10} \text{ m}}{1 \text{ \AA}} = 6,5 \times 10^{-7} \text{ m}$

Luego la frecuencia es: $\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{6,5 \times 10^{-7} \text{ m}} = 4,6 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$

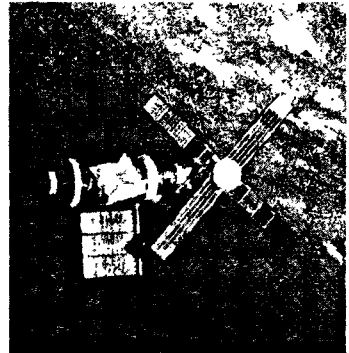
Finalmente la energía de un fotón es $E_{\text{fotón}} = h \times \nu = (6,62 \times 10^{-34} \text{ J.s}) (4,6 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}) \Rightarrow E_{\text{fotón}} = 3 \times 10^{-19} \text{ J}$

La teoría cuántica de Planck muestra sus bondades al explicar satisfactoriamente el efecto fotoeléctrico y el efecto Compton.

EFFECTO FOTOELÉCTRICO. Este fenómeno fue accidentalmente descubierto por el físico alemán H. B. Hertz en 1887, cuando investigaba las ondas electromagnéticas predichas por Maxwell. Posteriormente, P. Lenard, discípulo de Hertz, investigó con mayor profundidad este fenómeno y describió ciertas características peculiares: a mayor intensidad de la radiación, es mayor el número de electrones emitidos y la producción de fotoelectrones sólo depende de la frecuencia de la radiación electromagnética (REM)

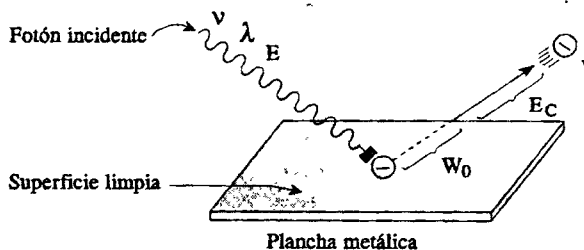
¿En qué consiste el fenómeno?

Consiste en que, cuando una radiación electromagnética (o luz) de cierta frecuencia incide sobre una superficie metálica limpia, ésta emite electrones con cierta energía cinética.



Células fotovoltaicas (en forma de aspa) de un laboratorio espacial, que convierten la energía solar en electricidad mediante efecto fotoeléctrico permitiendo así el funcionamiento de la nave.

Figura 3.18 Muestra del fenómeno fotoeléctrico. El fotón de la REM cede toda su energía a un electrón del átomo metálico para que pueda abandonar la superficie metálica a una cierta velocidad (por lo tanto con cierta energía cinética)



Por ley de conservación de energía planteamos: $E = W_0 + E_c \dots (\alpha)$

Pero $E = hv$ o $E = h \frac{c}{\lambda}$ y $E_c = \frac{1}{2}mv^2$

Entonces la expresión (α) queda expresada así:

$$hv = W_0 + \frac{1}{2}mv^2 \quad \text{ó.} \quad h \frac{c}{\lambda} = W_0 + \frac{1}{2}mv^2$$

Donde:

h = constante de Planck

m = masa del electrón

v = velocidad de fotoelectrones

W_0 = **función trabajo**, que es la mínima energía para vencer la fuerza de atracción del metal sobre el electrón. El W_0 es característico de cada metal, tal como se indica a continuación.

Tabla 3.6 Función trabajo de algunos metales

Metal	W_0 (ergios / electrón)
Li	$3,55 \times 10^{-12}$
K	$3,57 \times 10^{-12}$
Ag	$7,52 \times 10^{-12}$
Zn	$5,47 \times 10^{-12}$
Hg	$7,18 \times 10^{-12}$
Pt	$10,01 \times 10^{-12}$

Pero, el $W_0 = hv_0$, donde " v_0 " se llama **frecuencia umbral** y es la mínima frecuencia que debe poseer el fotón incidente para arrancar fotoelectrones. Por lo tanto:

Si el fotón incidente tiene $v < v_0$, no se produce el efecto fotoeléctrico.

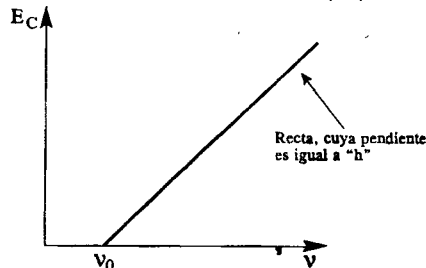
Si el fotón incidente tiene $v \geq v_0$, se produce el fenómeno fotoeléctrico.

Según la ecuación: $hv = hv_0 + E_c$,

A mayor frecuencia (v) será mayor la energía cinética de los electrones emitidos.

La variación directamente proporcional entre frecuencia (v) y energía cinética (E_c) se muestra en la siguiente gráfica

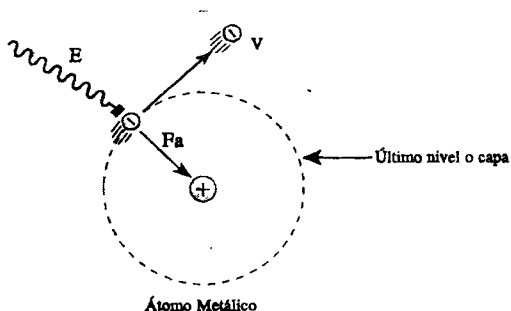
Gráfica 3.1 La energía cinética de los fotoelectrones es directamente proporcional a la frecuencia de la radiación.



En 1905, Albert Einstein dio una explicación del fenómeno fotoeléctrico, (recibiendo por ello el premio Nobel de Física en 1921), de la siguiente manera: según la teoría cuántica de Planck, la luz incidente estaría formada por fotones, y cuando un fotón con frecuencia mayor a " ν_0 " choca con un electrón del átomo metálico, cede toda su energía; ésta sirve para vencer la fuerza de atracción que ejerce el núcleo sobre el electrón y para dotarlo de una cierta velocidad (o energía cinética).

Entonces quedó demostrado que la radiación electromagnética posee **propiedad corpuscular** o **propiedad de partícula** (propiedad mecánica)

Figura 3.19 El fotón de energía E choca con un electrón del átomo metálico cediendo toda su energía y así logra expulsarlo. El efecto fotoeléctrico quedó explicado de ese modo.



El efecto fotoeléctrico tiene una de sus aplicaciones en un dispositivo que se llama **célula fotoeléctrica**, que genera electricidad (flujo de fotoelectrones) por acción de la luz.

El **efecto Compton**, también se explica mediante la propiedad corpuscular de la REM. Consiste en que un fotón de una REM realiza un choque con un **electrón libre en reposo**: luego del choque, el electrón es dispersado con cierta energía cinética y el fotón pierde parcialmente su energía y es reflejado con **mayor longitud de onda (λ)** y **menor frecuencia (ν)**

ESPECTRO VISIBLE

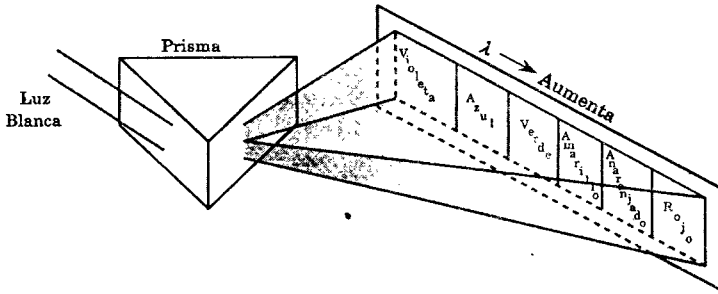
Si hacemos pasar un haz de luz solar o luz blanca a través de un prisma de vidrio o rejilla de difracción, se observa sobre una placa fotográfica colocada en el otro extremo, una banda coloreada conteniendo los colores del arco iris. Esta descomposición de la luz en sus colores o radiaciones monocromáticas se denomina **fenómeno de dispersión de la luz** y la banda coloreada es el **espectro visible**, llamado así porque el ojo humano lo puede percibir.

La luz blanca resulta ser entonces una mezcla de radiaciones monocromáticas (radiaciones de un solo color) de diferentes longitudes de onda, que ordenados de menor a mayor longitud de onda son: violeta, azul, verde, amarillo, anaranjado y rojo.

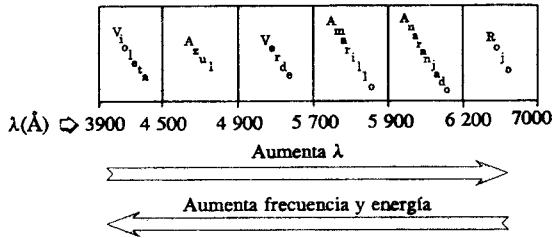
El espectro visible es **continuo** porque entre la banda de colores no hay ninguna sombra oscura.

Figura 3.20

a) A través de la dispersión de la luz visible mediante un prisma, se forma el espectro visible.



b) El espectro visible a escala expandida. Nótese como aumenta la longitud de onda al disminuir la frecuencia.



De la figura anterior observamos que la radiación monocromática:

- De mayor longitud de onda: rojo
- De menor longitud de onda: violeta
- De mayor frecuencia: violeta
- De menor frecuencia: rojo

Color de los cuerpos. El color de un cuerpo material se explica según el tipo de radiación monocromática que refleja así: un cuerpo es de **color rojo** si al ser irradiado con luz blanca, refleja la radiación **rojo** y absorbe las demás radiaciones monocromáticas.

Un cuerpo es de color **violeta** si, al ser irradiado con luz blanca, refleja la radiación **violeta** y absorbe las demás radiaciones monocromáticas.

Un cuerpo es de color **negro** si absorbe todas las radiaciones monocromáticas, no refleja ninguna radiación monocromática.

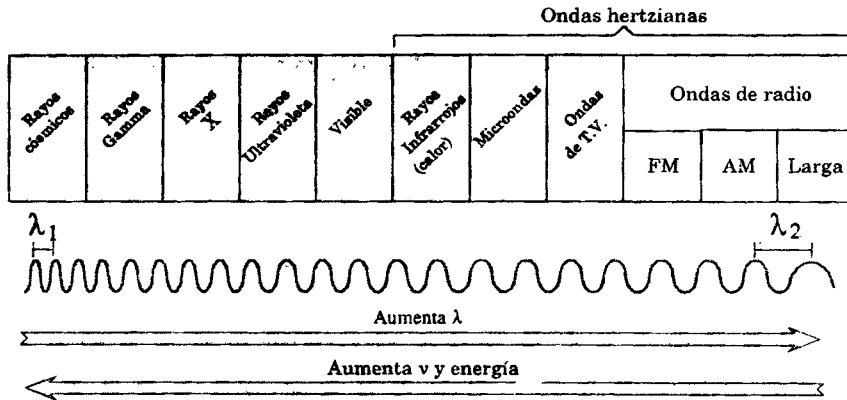
Un cuerpo es de color **blanco** si refleja todas las radiaciones monocromáticas.

Si colocamos un cuerpo material de **color rojo** en un ambiente oscuro e irradiamos con radiación azul ¿de qué color se verá dicho cuerpo? El color será **negro**, porque dicho cuerpo absorbe la radiación azul y otras radiaciones monocromáticas, excepto **rojo**.

ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO TOTAL

La cantidad de radiaciones electromagnéticas es tan grande que es necesario ordenarlas según su longitud de onda o según su frecuencia, de ese modo obtenemos el espectro electromagnético total. El espectro visible es una banda muy pequeña del espectro electromagnético total.

Figura 3.21 Espectro electromagnético total.



- La radiación electromagnética (REM) de mayor longitud de onda y de menor frecuencia son las ondas de radio; la REM de menor longitud de onda y máxima frecuencia (mayor energía) son las radiaciones cósmicas.
- Los rayos cósmicos y rayos gamma se originan mediante reacciones nucleares.
- Los rayos x y los rayos ultravioleta se forman por transiciones electrónicas en niveles internos de un átomo.
- Las radiaciones visibles (cuyas longitudes de onda están comprendidas entre 3 900 Å y 7 000 Å) se forman por transiciones electrónicas en niveles externos de un átomo.
- Los rayos infrarrojos se forman por vibraciones moleculares.
- Las radiaciones microondas se forman mediante las rotaciones moleculares.
- Las ondas de TV y de radio se producen mediante circuitos electrónicos oscilantes.

Cada tipo de radiación electromagnética tiene muchas aplicaciones dentro de la ciencia y tecnología. Por ejemplo, los rayos x se emplean en la medicina, en cristalografía, en biología; las microondas se emplean en la cocción de alimentos (el horno de microondas) y la comunicación (TV); la radiación infrarroja y las microondas se usan en análisis químicos para determinar la frecuencia de vibración y rotación molecular; la radiación ultravioleta se emplea como germicida (por su alta frecuencia y energía), como catalizador en reacciones fotoquímicas, en células fotovoltaicas y para producir luz blanca en tubos fluorescente; el espectro visible se emplea en el análisis químico por absorción espectroscópica y para visualizar el mundo físico, etc.

ESPECTRO ATÓMICO DE HIDRÓGENO

ESPECTRO DE EMISIÓN. Se origina cuando el gas de hidrógeno atómico excitado (sometido a una descarga eléctrica) emite luz y ésta se descompone en un prisma. Luego, en una placa fotográfica, se observa un conjunto de líneas brillantes sobre un fondo oscuro, tal como se muestra en las siguientes figuras.

Figura 3.22 La luz que emite una muestra de átomos de hidrógeno excitado es descompuesta por un prisma. En la placa fotográfica muestra el espectro de líneas brillantes de este gas.

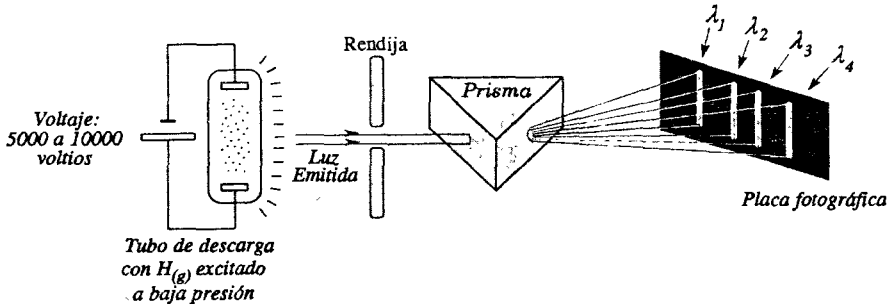
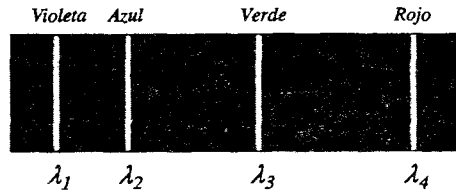


Figura 3.23 Espectro de líneas brillantes coloreadas que emite el hidrógeno atómico en su estado excitado. Estas líneas pertenecen a la región espectral visible con una longitud de onda definida.



ESPECTRO DE ABSORCIÓN. Está formado por un conjunto de líneas oscuras sobre un fondo blanco. Se obtiene cuando se hace pasar luz blanca sobre gas hidrógeno atómico que se encuentra en un tubo de vidrio transparente y la luz que pasa a través de la muestra gaseosa incide sobre un prisma. Luego, en la placa fotográfica obtenemos las líneas oscuras con la misma longitud de onda que las líneas brillantes.

Este fenómeno se explica así:

La luz blanca que está formada por radiaciones monocromáticas; al incidir sobre el hidrógeno atómico no excitado, éste absorbe selectivamente las mismas radiaciones que emite el hidrógeno atómico excitado (violeta, azul, verde y rojo) de longitudes de onda: λ_1 , λ_2 , λ_3 y λ_4 , por lo que en la placa fotográfica aparece como líneas oscuras.

En forma similar se obtienen espectros atómicos de absorción de otros elementos químicos.

Figura 3.24 El gas hidrógeno absorbe selectivamente radiaciones de longitudes de onda λ_1 , λ_2 , λ_3 y λ_4 por lo que estas radiaciones aparecen en la placa fotográfica como líneas oscuras.

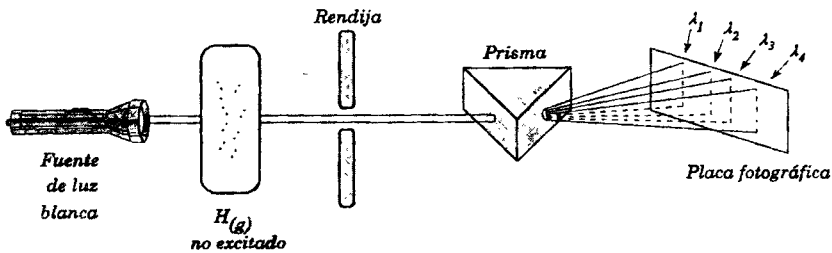
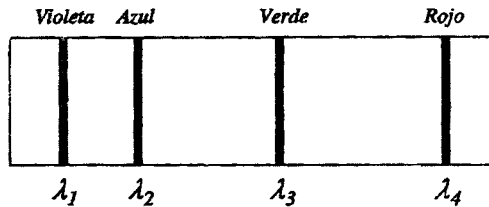


Figura 3.25 Espectro de líneas oscuras o espectro de absorción del hidrógeno atómico



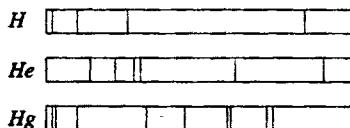
Según la teoría atómica de Bohr, las líneas espectrales de emisión del hidrógeno se forman por transiciones electrónicas de niveles externos a niveles internos, y las líneas de absorción, por transiciones electrónicas de niveles internos a externos (ver teoría atómica de Bohr).

Los elementos químicos en forma de **vapor o gas atómico** generan un **espectro de líneas** que es característico de cada elemento (es su **"huella digital"**), y que permite su identificación; de este modo se ha descubierto muchos elementos, también se ha determinado los tipos de elementos que hay en las estrellas por análisis espectroscópica de la radiación que emiten.

El espectro de cualquier elemento se obtiene mediante un aparato llamado espectrómetro o espectrógrafo.

Los **sólidos** incandescentes generan **espectros continuos** (espectro visible); las **sustancias moleculares** generan **espectro de bandas**, cada banda está formada por un conjunto de líneas finas muy juntas, sólo separables con espectroscopios de alto poder de resolución.

Figura 3.26 Espectros de líneas de algunos elementos. Se observa de que cada elemento tiene un espectro característico, su "huella digital".



TEORÍA ATÓMICA DE NIELS BOHR (1 913)

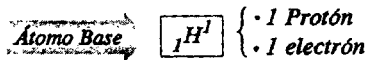
Entre 1 911 y 1 913 existió gran incertidumbre acerca de la estructura atómica. Se había descartado el modelo de J.J. Thomson porque no pudo explicar la desviación de los rayos alfa; el modelo de Rutherford estaba de acuerdo con los experimentos de desviación de las partículas α , pero éste, además de ser inestable (porque el electrón perdía energía en forma de radiación electromagnética), no podía explicar la naturaleza de los espectros de emisión y absorción atómica.

En 1 913, Bohr desarrolló un modelo atómico abandonando las consideraciones de la física clásica y tomando en cuenta la teoría cuántica de Max Planck.

Niels Bohr no desechó totalmente el modelo planetario de Rutherford, sino que incluyó en él restricciones adicionales. Para empezar, consideró no aplicable el concepto de la física clásica de que una carga acelerada emite radiación continuamente.

Según la teoría cuántica de Planck, la absorción y emisión de energía tiene lugar en forma de fotones o cuantos. Bohr usó esta misma idea para aplicarla al átomo; es decir, el proceso de emisión o absorción de radiación por un átomo solo puede realizarse en forma discontinua, mediante los fotones o cuantos que se generan por saltos electrónicos de un estado cuantizado de energía a otro.

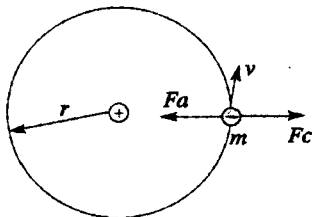
El modelo de Bohr está basado en los siguientes postulados, que son válidos para átomos con un sólo electrón como el hidrógeno, y permitió explicar sus espectros de emisión y absorción.



Primer postulado: estabilidad del electrón.

El electrón gira alrededor del núcleo en trayectoria circular en estado de equilibrio, debido a que todas las fuerzas que actúan sobre él se cancelan, o sea, la suma de fuerzas que actúan sobre el electrón es igual a cero.

Las únicas fuerzas principales que actúan sobre el electrón son la fuerza de atracción eléctrica (F_a) y la fuerza centrípeta (F_c), que es exactamente igual a la fuerza centrífuga.



$$F_a + F_c = 0 \dots (1)$$

$$\text{Por ley de Coulomb: } F_a = \frac{(+e)(-e)}{r^2} = \frac{-e^2}{r^2}$$

$$\text{Por movimiento circular: } F_c = \frac{mv^2}{r}$$

$$\text{Reemplazando en (1): } \frac{-e^2}{r^2} + \frac{mv^2}{r} = 0 \Rightarrow \frac{mv^2}{r} = \frac{e^2}{r^2}$$

$$\text{Simplificando: } v^2 = \frac{e^2}{rm} \dots (\alpha)$$

Según esta última expresión (α), la velocidad del electrón varía en forma inversa al radio (r), por lo tanto, el electrón debe girar a mayor velocidad cuando está más cerca del núcleo (para equilibrar la mayor fuerza de atracción) y a menor velocidad cuando está más lejos de él.

Donde:

- $v \rightarrow$ velocidad tangencial del electrón
- $m \rightarrow$ masa del electrón = $9,109 \times 10^{-28}$ g
- $e \rightarrow$ carga del electrón
= carga del protón = $4,8 \times 10^{-10}$ u.e.c.
(unidad electrostática de carga)
- $r \rightarrow$ radio de la órbita

Segundo Postulado: Órbitas o niveles permitidos. El electrón, en forma estable, sólo debe girar en ciertas regiones permitidas llamados niveles u órbitas, donde el momento angular (L) está cuantizado mediante la siguiente expresión:

$$L = n \cdot \frac{h}{2\pi} \quad \text{Donde: } n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

Pero "L" es el producto de la masa, la velocidad y el radio de giro del electrón:

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

Despejando la velocidad y elevando al cuadrado, se tiene:

$$v^2 = \frac{n^2 \cdot h^2}{4\pi^2 \cdot m^2 \cdot r^2}$$

Además, del primer postulado, la velocidad del electrón al cuadrado es: $v^2 = \frac{e^2}{m \cdot r}$

Igualando las expresiones de v^2 , se obtiene:

$$\frac{n^2 \cdot h^2}{4\pi^2 \cdot m^2 \cdot r^2} = \frac{e^2}{m \cdot r}$$

$$\text{Despejando el radio (r): } r = \frac{h^2}{4\pi^2 \cdot e^2 \cdot m} \cdot n^2$$

a_0

Como h , e , m y π son constantes reemplazando por sus valores numéricos respectivos tenemos:

$$r_n = a_0 \cdot n^2$$

Donde:

$n =$ nivel de energía u órbita (1, 2, 3, 4...)

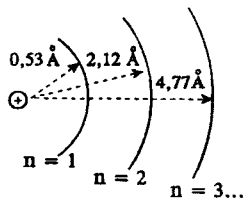
$r_n =$ radio de una órbita en el nivel "n"

$a_0 = 0,529 \text{ \AA} \approx 0,53 \text{ \AA}$ (radio del átomo de Bohr)

Según la última expresión, las regiones permitidas u órbitas para el electrón están definidas por un radio de giro que sólo depende de "n".

Cuando se trata de la primera órbita, $n=1$, el radio de giro del electrón es de $0,53 \text{ \AA}$ y se denota como a_0 .

Luego, los radios de las órbitas electrónicas definidas son:



$$r_1 = 0,53 \text{ \AA} (1)^2 = 0,53 \text{ \AA}$$

$$r_2 = 0,53 \text{ \AA} (2)^2 = 2,12 \text{ \AA}$$

$$r_3 = 0,53 \text{ \AA} (3)^2 = 4,77 \text{ \AA}$$

⋮

Corolario del segundo postulado. Como señalamos en el primer postulado, la velocidad o rapidez (v) de un electrón disminuye a medida que se aleja del núcleo atómico, esto puede entenderse porque la fuerza de atracción nuclear disminuye, y se comprueba con las siguientes expresiones matemáticas.

Del primer postulado: $v = \sqrt{\frac{e^2}{m \cdot r}} \dots (1)$

Del segundo postulado: $r = a_0 \cdot n^2$
 Reemplazando en la ecuación (1):

$$v = \sqrt{\frac{e^2}{(m \cdot a_0) \cdot n^2}}$$

Como m , e y a_0 son valores constantes, reemplazando estos valores en la expresión

anterior tenemos: $\sqrt{\frac{e^2}{a_0 \cdot m}} = 2,2 \cdot 10^8 \text{ cm/s}$

Entonces la velocidad en un nivel "n" cualquiera (v_n) está dado por:

$$v_n = \frac{2,2 \times 10^8 \text{ cm}}{n \text{ s}}$$

En las respectivas órbitas, la velocidad será:

$$v_1 = \frac{2,2 \times 10^8}{(1)} = 2,2 \times 10^8 \text{ cm/s}$$

$$v_2 = \frac{2,2 \times 10^8}{(2)} = 1,1 \times 10^8 \text{ cm/s}$$

$$v_3 = \frac{2,2 \times 10^8}{(3)} = 7,3 \times 10^7 \text{ cm/s}$$

Tercer Postulado: Niveles estacionarios de energía. Mientras que el electrón gira en un nivel u órbita permitida, no emite ni absorbe energía, porque dichas órbitas son estados estacionarios de energía cuantizada, es decir, cada órbita tiene una energía definida. Deduzcamos la fórmula para hallar la energía en un nivel "n" cualquiera.

La energía total de un electrón en una órbita definida está dada por:

$$E_{\text{total}} = E_{\text{cinética}} + E_{\text{potencial}}$$

La energía cinética de un electrón es:

$$E_c = \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

Del primer postulado se conoce:

$$v^2 = \frac{e^2}{m \cdot r} \Rightarrow E_c = \frac{e^2}{2r}$$

La energía potencial del electrón es:

$$E_p = F_a \cdot r = \left(- \frac{e^2}{r^2} \right) (r) \Rightarrow E_p = - \frac{e^2}{r}$$

Entonces la energía total será:

$$E_T = \frac{e^2}{2r} - \frac{e^2}{r} = - \frac{e^2}{2r}$$

Del segundo postulado: $r_n = a_0 \cdot n^2$

En la ecuación, de la energía total se obtiene:

$$E_T = \left(- \frac{e^2}{2a_0} \right) \times \frac{1}{n^2}$$

E_1

Así tenemos que la energía del electrón en una

órbita "n" es: $E_n = \frac{E_1}{n^2}$



Donde:

$$E_1 = -13,6 \text{ eV. ó } \left. \begin{array}{l} -313,6 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Energía del primer nivel} \\ \text{o nivel basal (n = 1)} \end{array}$$

Es importante conocer las siguientes equivalencias

$$1 \text{ electrón voltio (eV.)} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ Joule}$$

$$1 \text{ kilocaloría (k cal)} = 4,18 \times 10^3 \text{ Joule}$$

$$1 \text{ mol} = 6 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

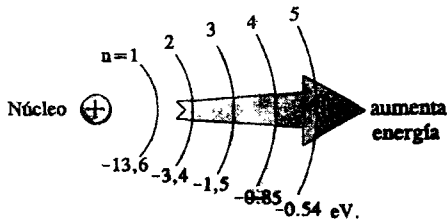
Para los demás niveles (niveles excitados o niveles de alta energía), las energías son:

$$E_2 = \frac{E_1}{2^2} = -\frac{13,6}{4} \text{ eV.} = -3,4 \text{ eV.}$$

$$E_3 = \frac{E_1}{3^2} = -\frac{13,6}{9} \text{ eV.} = -1,51 \text{ eV.}$$

$$\vdots \quad \vdots \quad \vdots$$

$$E_\infty = \frac{E_1}{\infty} = 0$$



Observamos que la mínima energía y de mayor estabilidad es en el nivel basal, por lo tanto, el electrón del hidrógeno pasa mayor tiempo en dicho nivel. Además, conforme nos alejamos del núcleo, la energía de los niveles aumenta. Energía igual a cero para el electrón en el nivel infinito (nivel muy alejado del núcleo) implica que dicho electrón salió del sistema atómico, es decir, ya no interactúa con el núcleo.

Cuarto Postulado: emisión y absorción de energía. El átomo emite o absorbe energía únicamente cuando el electrón realiza transiciones electrónicas de un nivel a otro. Por cada salto electrónico, se emite o absorbe un solo fotón o cuanto. Si el electrón pasa de un nivel superior a uno inferior se emite energía, en caso contrario (cuando salta de nivel inferior a superior), se absorbe energía.

La energía del fotón emitido o absorbido es:

$$\Delta E = E_a - E_b = 13,6 \text{ eV.} \left(\frac{1}{n_b^2} - \frac{1}{n_a^2} \right)$$

Donde:

E_a : es la energía del nivel más alejado (n_a)

E_b : es la energía del nivel más cercano (n_b)

Además de acuerdo a la teoría cuántica de Max Planck:

$$\Delta E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = E_a - E_b$$

Ejemplo 1

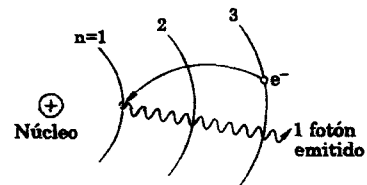
Determine la energía del fotón emitido cuando un electrón realiza una transición del tercer nivel, ($n=3$) hacia el nivel basal ($n=1$).

Resolución:

$$\Delta E = E_3 - E_1$$

$$\Delta E = -1,51 \text{ eV.} - (-13,6 \text{ eV.})$$

$$\Delta E = 12,09 \text{ eV.}$$



Se emite 1 fotón de 12,09 electronvoltio de energía.

También, hallamos la energía del fotón emitido

$$\text{así: } n_a = 3 \quad n_b = 1$$

$$\Delta E = 13,6 \text{ eV.} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 12,09 \text{ eV.}$$

Ejemplo 2

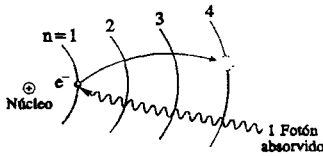
Determine la energía del fotón que debe absorber un electrón para pasar del nivel basal al cuarto nivel.

Resolución:

$$\Delta E = E_4 - E_1$$

$$\Delta E = (-0,85 \text{ eV.}) - (-13,6 \text{ eV.})$$

$$\Delta E = 12,75 \text{ eV.}$$



Se absorbe 1 fotón de 12,75 electronvoltio de energía.

También: $n_a = 4$ $n_b = 1$

$$\Delta E = 13,6 \text{ eV} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 12,75 \text{ eV}$$

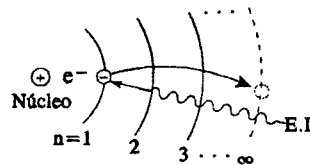
Corolario del cuarto postulado: Energía o potencial de ionización (E.I. o P.I).

Cuando un electrón absorbe una determinada cantidad de energía, puede realizar una transición del nivel basal o fundamental, $n=1$, al nivel teóricamente muy lejano $n= \infty$, es decir que el átomo pierde dicho electrón y queda ionizado positivamente. La energía utilizada para este proceso se llama energía de ionización o potencial de ionización. Para el hidrógeno sería:

$$E.I. = \Delta E = E_{\infty} - E_1 = 13,6 \text{ eV} \left(\frac{1}{\infty^2} - \frac{1}{1^2} \right)$$

$$E.I. = 0 - (-13,4 \text{ eV.})$$

Luego: $E.I = 13,6 \text{ eV.}$



SERIES ESPECTRALES DE EMISIÓN DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

El espectro de emisión y espectro de absorción del hidrógeno atómico fueron descubiertos por diferentes científicos. Sus respectivas longitudes de ondas abarcan una parte del espectro electromagnético total, que va desde la radiación ultravioleta hasta el infrarrojo.

J.J. Balmer en el año 1 885, encontró una primera serie de líneas espectrales del hidrógeno en la región visible del espectro electromagnético. Posteriormente, otros investigadores encontraron diferentes series de líneas espectrales del átomo de hidrógeno en diferentes regiones del espectro electromagnético. Lyman encontró una serie en la región ultravioleta; Paschen, Brackett y Pfund, cada uno de ellos, una serie en la región infrarroja.

Finalmente J.R.Rydberg descubrió a finales del siglo XIX que las longitudes de ondas (λ) de las diversas líneas del espectro de hidrógeno se relacionan mediante la siguiente ecuación matemática.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Donde:

$n_1 < n_2$ (números enteros positivos que representan a cada nivel)

$R_H = 109\,678\text{ cm}^{-1} \approx 1,1 \times 10^5\text{ cm}^{-1}$ (constante de Rydberg para el hidrógeno)

Fue Niels Bohr quien explicó en 1913 las observaciones de Rydberg, planteando en su modelo atómico que el electrón ocupaba ciertos niveles de energía definida, de tal forma que, si el electrón pasa de un nivel de energía inferior (n_1) a otro de mayor energía (n_2), absorbe 1 fotón de energía, y, cuando el electrón regresa a un nivel de menor energía, emite un fotón; por lo tanto, las líneas espectrales de emisión y absorción se originan por saltos electrónicos entre los niveles de energía.

Figura 3.27 Las series del espectro de emisión de hidrógeno según la teoría atómica de Bohr. Por cada salto electrónico de un nivel superior a otro interior se emite un fotón, que en la placa fotográfica aparece como una línea brillante.

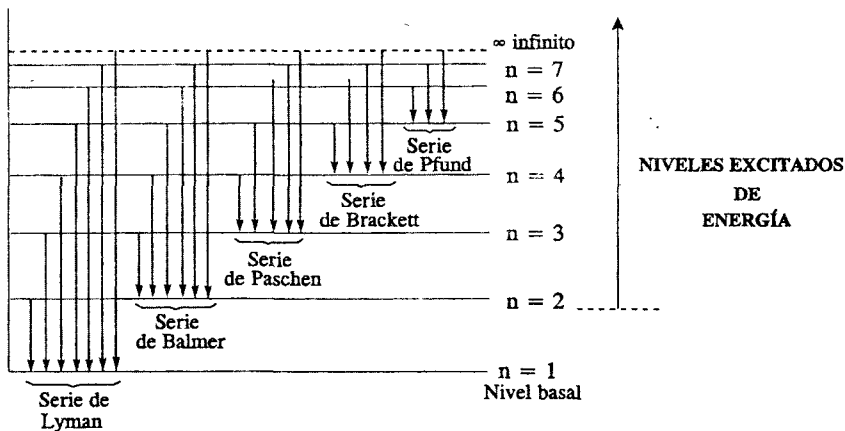


Tabla 3.7 Las series espectrales del átomo de hidrógeno se encuentran dentro de la región ultravioleta, visible e infrarroja, que según Bohr se origina por saltos electrónicos tal como muestra la tabla.

Serie espectral	Nivel de llegada (n_1)	Nivel de partida (n_2)	Región del espectro
Lyman	1	2, 3, 4, ...	Ultravioleta
Balmer	2	3, 4, 5, ...	Visible
Paschen	3	4, 5, 6, ...	Infrarrojo cercano
Brackett	4	5, 6, 7, ...	Infrarrojo medio
Pfund	5	6, 7, 8, ...	Infrarrojo lejano

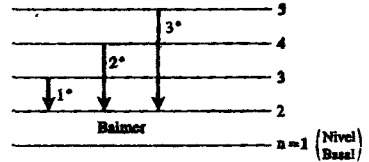
Ejemplo:

¿A qué color del espectro visible corresponde la tercera línea de la serie de Balmer?

Resolución:

En la serie de Balmer, los electrones caen de un nivel lejano del núcleo atómico al segundo nivel; entonces observamos la siguiente secuencia de acuerdo al gráfico mostrado:

- 1ra. Línea de $n_2 = 3$ a $n_1 = 2$
- 2da. Línea de $n_2 = 4$ a $n_1 = 2$
- 3ra. Línea de $n_2 = 5$ a $n_1 = 2$

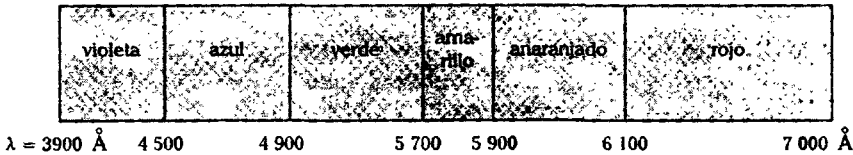


Reemplazamos en la ecuación de Rydberg: $\frac{1}{\lambda} = (1,1 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}) \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right)$

Resolviendo $\lambda = 4,34 \times 10^{-5} \text{ cm}$

Convertimos en Angström: $\lambda = 4,34 \times 10^{-5} \text{ cm} \times \frac{1 \text{ \AA}}{10^{-8} \text{ cm}} = \boxed{4340 \text{ \AA}}$

Este valor de longitud de onda corresponde al color violeta, de acuerdo a los valores aproximados en el espectro de la luz blanca y sus 6 colores fundamentales.



ESPECIES HIDROGENOIDES O MONOELECTRÓNICAS

Los iones He^+ ($Z=2$), Li^{+2} ($Z=3$) y Be^{+3} ($Z=4$), etc., son isoelectrónicos del átomo de hidrógeno, ya que todos poseen 1 electrón. En este caso, los cálculos de Bohr aplicados al electrón que es sometido a la fuerza de atracción de 2 o más protones se realizan considerando que la carga eléctrica del núcleo atómico es $+Ze$, con lo cual se obtiene para las diferentes características del electrón algunas modificaciones respecto del átomo de hidrógeno.

Velocidad o rapidez del electrón (v_n) en el nivel "n".

$$v_n = \frac{2,2 \times 10^8}{n} \times Z \left(\frac{\text{cm}}{\text{s}} \right)$$

Donde:

n = órbita o nivel

Z = número atómico

De acuerdo a esta expresión, el electrón debe tener mayor velocidad en cada órbita con respecto al átomo de hidrógeno; esto es, para contrarrestar la mayor fuerza de atracción del núcleo en los hidrogenoides.



Radio de la órbita del electrón, en el nivel "n"

$$r_n = \frac{a_0 \cdot n^2}{Z}$$

Se observa que en una órbita, cuando aumenta Z, el electrón tiene menor radio de giro, es decir, está más cerca al núcleo que en el caso del átomo de hidrógeno debido a la mayor fuerza de atracción.

Energía de un nivel (E_n):

$$E_n = \frac{E_1}{n^2} (Z)^2$$

La energía de un electrón en cada órbita es más alta que en el átomo de hidrógeno.

Energía del fotón emitido o absorbido

$$\Delta E = 13,6 \text{ eV} \cdot Z^2 \left(\frac{1}{n_b^2} - \frac{1}{n_a^2} \right)$$

Potencial de ionización o energía de ionización (P.I.):

$$\text{P.I.} = 13,6 \text{ eV} (Z)^2$$

La energía necesaria para arrancar el único electrón es mayor en los hidrogenoides; esto es, para vencer la mayor fuerza de atracción del núcleo.

Ejemplo 1

Determine la velocidad del electrón, su radio de órbita y la energía que posee al encontrarse en la tercera órbita del ión Li^{+2} .

Resolución:

a) La velocidad de un electrón en el hidrogenoide Li^{+2} ($Z=3$) está dado por

$$v^2 = \frac{2,2 \times 10^8}{n} (Z) = \frac{2,2 \times 10^8}{n} (3)$$

para la tercera órbita, $n = 3$:

$$v_2 = \frac{2,2 \times 10^8}{(3)} (3) = 2,2 \times 10^8 \frac{\text{cm}}{\text{s}}$$

b) El radio de la tercera órbita es:

$$r_3 = \frac{a_0 (3)^2}{Z} = \frac{0,529(9)}{3} \Rightarrow r_3 = 1,59 \text{ \AA}$$

c) La energía en el tercer nivel es:

$$E_3 = \frac{E_1}{(n)^2} (Z)^2 = \frac{E_1}{(3)^2} (3)^2 \Rightarrow E_3 = -13,6 \text{ eV}$$

Ejemplo 2

¿Cuál es la energía de ionización del hidrogenoide ${}_2\text{He}^{+}$?

Resolución:

La energía de ionización está dada por:

$$\text{E.I.} = 13,6 \text{ eV} (Z)^2$$

Reemplazando valores se obtiene:

$$\text{E.I.} = -13,6 \text{ eV} (2)^2 \Rightarrow \text{E.I.} = 54,4 \text{ eV}$$

Esta energía es más alta que en el átomo de hidrógeno, porque el electrón está atraído con mayor fuerza por el núcleo del ión ${}_2\text{He}^{+}$.

Limitaciones de la teoría atómica de Bohr

1. La teoría de Bohr sólo es aplicable para átomos con un sólo electrón: H , ${}_2\text{He}^{+}$; ${}_3\text{Li}^{+2}$; ${}_4\text{Be}^{+3}$ y ${}_5\text{B}^{+4}$; por lo tanto, no explica los fenómenos relacionados con **átomos polieletrónicos** (con 2 o más electrones).
2. No explica el efecto Zeeman (desdoblamiento de líneas espectrales cuando el átomo es sometida a la acción de un campo magnético externo), por lo tanto, la existencia de subniveles.
3. Contradice el principio de incertidumbre de Heisenberg al plantear trayectorias definidas para los electrones cuando giran alrededor del núcleo atómico.

MODELO ATÓMICO DE BOHR - SOMMERFELD (1.915)

En el año 1896, Peter Zeeman, trabajando en espectroscopia óptica y con intensos campos magnéticos, encontró que, al poner una llama de sodio en presencia de un campo magnético (polos de un imán), las líneas espectrales se desdoblán en otras líneas más finas. A éste fenómeno se le conoce con el nombre de **efecto Zeeman**.

El hecho de que los espectros de emisión de átomos más grandes presenten líneas espectrales que se subdividen en forma más compleja hizo pensar a Arnold Sommerfeld, en 1915 que en el átomo de hidrógeno, el electrón, además de girar en trayectorias circulares tal como sostenía Bohr, debe también girar en trayectorias elípticas. Las trayectorias elípticas y circulares deben estar relacionadas con los subniveles o subcapas de energía.

Posteriormente, quedó demostrado de acuerdo al modelo atómico actual o átomo mecano cuántico que las líneas espectrales correspondientes a los niveles energéticos se dividían en otras líneas más finas, debido a que los electrones ocupan ciertas regiones energéticas dentro de un mismo nivel, llamadas **subniveles de energía**, que se designan con letras **s, p, d y f**.

Figura 3.28 Efecto Zeeman, las líneas espectrales correspondientes al salto electrónico de $n = 2$ a $n = 1$ y de $n = 3$ a $n = 1$ se desdoblán en presencia de un campo magnético externo muy intenso.

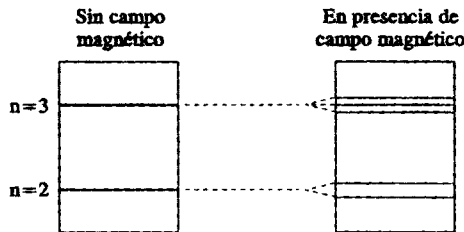
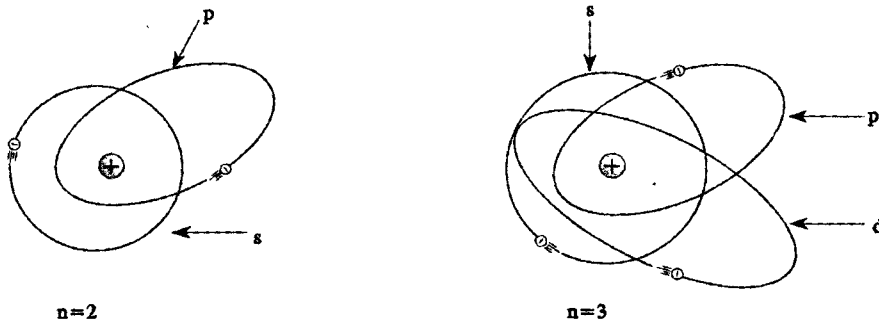


Figura 3.29 Subniveles de energía en el segundo nivel ($n=2$) y tercer nivel ($n=3$) según el modelo atómico de Bohr - Sommerfeld.



PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Una de las siguientes proposiciones no corresponde a la teoría atómica-molecular de John Dalton.

- A) La naturaleza de la materia es discontinua.
- B) Los átomos son indestructibles, aún en las reacciones químicas más violentas.
- C) Los átomos de un mismo elemento son idénticos en sus propiedades, pero poseen diferentes masas.
- D) Los átomos que pertenecen a elementos diferentes se combinan para formar las moléculas de los compuestos.
- E) Átomos de un mismo elemento no pueden superponerse para formar moléculas.

Resolución:

Si revisamos los postulados de la teoría atómica de Dalton, encontramos que los átomos de un mismo elemento son idénticos en todas sus propiedades, especialmente en su masa atómica.

Rpta: C

Problema 2

Los rayos catódicos fueron estudiados por J.J. Thomson, quien llegó a medir la relación carga-masa de los mismos. ¿Qué proposición es incorrecta respecto a los rayos catódicos?

- A) Son un haz de electrones.
- B) Su naturaleza depende del gas residual.
- C) Producen fluorescencia detrás del ánodo e ionizan gases.
- D) Se desvían ante campos magnéticos.
- E) Se propagan en línea recta desde el cátodo hacia el ánodo.

Resolución:

Analizamos cada una de las proposiciones:

- A) Es verdadera, porque los rayos catódicos son partículas de masa muy pequeña y de carga negativa (electrones).
- B) Es falso, porque los rayos catódicos se manifiestan independientemente del gas residual que se encuentra encerrado en el tubo y solo requieren un gran voltaje y alto vacío.

- C) Es verdadero, los rayos catódicos emanan del cátodo y se dirigen hacia el ánodo por lo cual se forma un brillo detrás de este electrodo.
- D) Es verdadero, porque, al ser de carga negativa, también se desvían hacia el polo norte cuando se le acerca un imán.
- E) Es verdadero, experimentalmente se comprueba que un objeto colocado en la dirección de los rayos catódicos provoca sombra detrás del ánodo.

Rpta: B

Problema 3

¿Qué proposición es correcta?

- A) Los rayos canales se manifiestan con un brillo o fluorescencia detrás del ánodo que previamente es perforado.
- B) La relación carga-masa del electrón resultó ser el doble más bajo que el de otras especies atómicas.
- C) En el experimento de la gota de aceite se determinó la masa del electrón.
- D) Las propiedades de los rayos canales son independientes de la naturaleza del gas residual.
- E) Todo cuerpo cargado eléctricamente posee una carga que es múltiplo de $1,602 \times 10^{-19}$ Coulomb.

Resolución:

Analizamos las proposiciones planteadas

- A) Es falsa, porque los rayos canales son iones positivos del gas residual, producidos al chocar los rayos catódicos con átomos de dicho gas, viajan en dirección hacia el cátodo atravesando sus orificios y produciendo brillo detrás del cátodo.
- B) Es falsa, porque la relación carga-masa del electrón determinada por Thomson, es un valor muy alto ($1,76 \times 10^8 \frac{\text{Coulomb}}{\text{gramo}}$) con lo

cual se infiere que la masa del electrón es muy pequeña.

- C) Es falsa, porque Millikan realizó el experimento de la gotas de aceite para determinar la carga del electrón.
- D) Es falsa, porque los rayos canales son iones positivos provenientes del gas residual, por lo tanto sus propiedades dependen del tipo de gas, si éste es el hidrógeno, los rayos canales son protones (H^+).
- E) Es verdadera, quedó establecido en el experimento de la gota de aceite que la carga más pequeña o fundamental es $1,602 \times 10^{-19}$ Coulomb (la carga del electrón).

Rpta: E

Problema 4

¿Qué proposiciones son incorrectas acerca del modelo atómico de Thomson?

- I. El átomo es como una esfera de carga positiva en la cual se encontraban incrustados los electrones.
- II. La carga positiva de la esfera estaba distribuida uniformemente.
- III. Los electrones desarrollaban órbitas circulares y concéntricas.
- IV. Los electrones podían realizar movimientos de traslación a altas velocidades.

Resolución:

Analicemos las proposiciones:

- I. Es verdadera, porque Thomson planteó que la carga negativa de los electrones neutralizaba la carga positiva de la esfera.
- II. Es verdadera, porque la esfera era homogéneamente positiva en todas sus partes.
- III. Es falsa, porque Thomson no plantea la existencia de órbitas circulares para los electrones.
- IV. Es falsa, porque los electrones sólo desarrollaban un movimiento de vibración a velocidades muy pequeñas y no de traslación.

Rpta: III y IV

Problema 5

Luego del experimento de Rutherford, se llegó a la conclusión de que:

- A) El átomo era compacto y macizo.
- B) Los electrones giran en torno al núcleo en trayectorias elípticas.
- C) La masa del átomo radica básicamente en la zona extranuclear.
- D) El átomo posee un núcleo muy pequeño donde se concentra casi la totalidad de la masa atómica
- E) El átomo era eléctricamente neutro.

Resolución:

Con el experimento de Rutherford se llegó a demostrar que el átomo posee un núcleo de carga positiva, muy pequeña y de alta densidad.

Rpta: D

Problema 6

Respecto a las radiaciones electromagnéticas, señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. No se desvían ante un campo eléctrico.
- II. Poseen una frecuencia definida que no varía al propagarse en diferentes medios materiales.
- III. Poseen una velocidad de propagación y una longitud de onda definida que no varían a través de diferentes medios materiales.
- IV. Son de naturaleza continua.

Resolución:

Analizamos cada una de las proposiciones:

- I. Es verdadera, porque las ondas electromagnéticas no poseen carga eléctrica, entonces no pueden atraerse o repelerse con campos eléctricos.
- II. Es verdadera, la frecuencia o número de ciclos en la unidad de tiempo es una propiedad natural de las ondas electromagnéticas que solo depende de la fuente origen, por lo tanto, se mantiene constante en cualquier medio: aire, agua, vidrio, etc.

III. Es falsa, la velocidad de una onda electromagnética es igual a la velocidad de la luz en el vacío, es decir, 3×10^{10} cm/s, que disminuye cuando se propaga en el aire o en el agua, porque disminuye λ (longitud de onda):

$$c = \lambda v$$

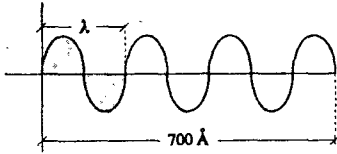
Donde λ y velocidad de onda (c) son directamente proporcionales.

IV. Es falsa, según la teoría de Max Planck, la energía radiante se emite y se absorbe en cantidades pequeñas discretas de energía que son fotones o cuantos.

Rpta: VVFF

Problema 7

Determine la frecuencia de la radiación electromagnética en Megahertz para el siguiente gráfico:



Resolución:

Del gráfico: $3,5 \lambda = 700 \text{ \AA} \Rightarrow \lambda = 200 \text{ \AA}$

$$\lambda = 200 \text{ \AA} \times \frac{10^{-8} \text{ cm}}{1 \text{ \AA}} = 2 \times 10^{-6} \text{ cm}$$

Por relación de Maxwell: $\lambda \times v = c$

De donde:

$$v = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{2 \times 10^{-6} \text{ cm}} = 1,5 \times 10^{16} \text{ s}^{-1}$$

Conversión a Megahertz (MHz)

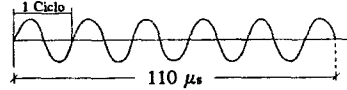
$$v = 1,5 \times 10^{16} \text{ Hertz} \times \frac{1 \text{ MHz}}{10^6 \text{ Hz}}$$

$$v = 1,5 \times 10^{10} \text{ MHz}$$

Rpta: B

Problema 8

Determine la energía del fotón en Joule para la siguiente radiación electromagnética en el siguiente gráfico:



Resolución:

Por definición de frecuencia se tiene:

$$v = \frac{\text{número de ciclos}}{\text{tiempo}}$$

Donde el tiempo es 110 μs (microsegundos) convertido a segundos es:

$$t = 110 \mu\text{s} \times \frac{10^{-6} \text{ s}}{1 \mu\text{s}} = 1,1 \times 10^{-4} \text{ s}$$

De la gráfica se observa que el número de ciclos es 5,5

$$\text{Por lo cual: } v = \frac{5,5 \text{ ciclos}}{1,1 \times 10^{-4} \text{ s}} = 5 \times 10^4 \text{ Hertz}$$

Luego la energía del fotón se determina según la ecuación de Planck

$$E = h \cdot v$$

Reemplazando valores

$$E = (6,62 \times 10^{-27} \text{ ergio} \times \text{s}) (5 \times 10^4 \text{ s}^{-1})$$

$$E = 3,31 \times 10^{-22} \text{ ergio}$$

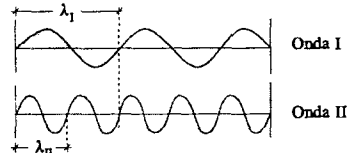
Convirtiendo a Joule:

$$E = 3,31 \times 10^{-22} \text{ ergio} \times \frac{1 \text{ Joule}}{10^7 \text{ ergio}}$$

$$E = 3,31 \times 10^{-29} \text{ Joule}$$

Problema 9

¿Qué alternativa es incorrecta para las siguientes ondas electromagnéticas?



A) $\lambda_I = 2\lambda_{II}$ B) $v_I = \frac{1}{2}v_{II}$ C) $T_I = 2T_{II}$

D) $E_{II} = \frac{1}{2}E_I$ E) $\bar{v}_I = \frac{1}{2}\bar{v}_{II}$

Resolución:

Analizamos cada alternativa.

Del gráfico se observa que:

A) $2,5\lambda_1 = 5\lambda_{II} \Rightarrow \lambda_1 = 2\lambda_{II}$

B) Relacionando frecuencias:

$$\frac{v_1}{v_{II}} = \frac{c/\lambda_1}{c/\lambda_{II}} = \frac{\lambda_{II}}{\lambda_1} = \frac{1}{2} \Rightarrow v_1 = \frac{1}{2} v_{II}$$

En el gráfico se observa que hay mayor número de ciclos por unidad de tiempo en la onda II.

C) Relacionando períodos:

$$\frac{T_1}{T_{II}} = \frac{1/v_1}{1/v_{II}} = \frac{v_{II}}{v_1} = 2 \Rightarrow T_1 = 2T_{II}$$

D) Relacionando energías del fotón de cada una de las ondas electromagnéticas:

$$\frac{E_1}{E_{II}} = \frac{h \cdot c/\lambda_1}{h \cdot c/\lambda_{II}} = \frac{\lambda_{II}}{\lambda_1} = \frac{1}{2} \Rightarrow E_{II} = 2E_1$$

E) Relacionando los números de onda (número de ciclos / cm)

$$\frac{\bar{v}_1}{\bar{v}_{II}} = \frac{1/\lambda_1}{1/\lambda_{II}} = \frac{\lambda_{II}}{\lambda_1} = \frac{1}{2} \Rightarrow \bar{v}_1 = \frac{1}{2} \bar{v}_{II}$$

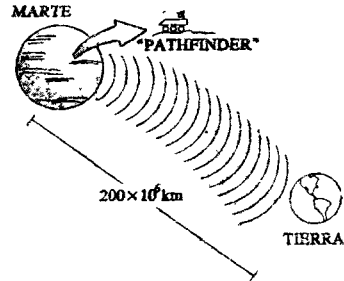
En el gráfico se observa que hay mayor número de ciclos por unidad de longitud, en el caso la onda II.

Rpta. D

Problema 10

¿Qué tiempo demora en llegar a la tierra las imágenes de T.V. de la superficie del planeta Marte transmitida por la sonda "MARS PATHFINDER", ubicado en ese planeta que se encuentra a 200 millones de kilómetros de la tierra?

Resolución:



Se sabe: $\text{velocidad} = \frac{\text{distancia}}{\text{tiempo}}$

Luego: $\text{tiempo} = \frac{\text{distancia}}{\text{velocidad}}$

Se debe recordar que toda onda electromagnética como las de radio o T.V. viajan a la velocidad de la luz en el vacío y en el aire (aproximadamente): $c = 3 \times 10^5 \text{ km/s}$

$$\text{tiempo} = \frac{2 \times 10^8 \text{ km}}{3 \times 10^5 \text{ km/s}} = 666,6 \text{ s}$$

$$\text{tiempo} = 11,1 \text{ minutos}$$

Problema 11

En un panel de energía solar se absorbe por 12 horas de funcionamiento 100 Joule/m². ¿Cuántos fotones de longitud de onda de 3000 Å se absorbe en 6 horas si el área total es 5 m²?

Resolución:

En primer lugar se evalúa la energía de un fotón:

$$E_{\text{fotón}} = h \cdot v = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

$$= \frac{(6,62 \times 10^{-27} \text{ ergios} \times \text{s}')(3 \times 10^{10} \text{ cm/s}')}{\left(3 \cdot 10^3 \text{ \AA} \times \frac{10^{-8}}{1 \text{ \AA}} \text{ cm} \right)}$$

$$E_{\text{fotón}} = 6,62 \times 10^{-12} \text{ ergio}$$



Conversión a Joule:

$$6,62 \times 10^{-12} (10^{-7} \text{ J}) = 6,62 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Luego la energía total absorbida:

$$E_{\text{total}} = \left(\frac{100 \text{ Joule/m}^2}{12 \text{ horas}} \right) (6 \text{ horas}) (5 \text{ m}^2) \\ = 250 \text{ Joule}$$

Finalmente el número de fotones absorbidos es:

$$\frac{E_{\text{total}}}{E_{\text{fotón}}} = \frac{250 \text{ J}}{6,62 \times 10^{-19} \text{ J}} = 3,8 \times 10^{20}$$

$$\text{número de fotones} = 3,8 \times 10^{20}$$

Problema 12

Un aparato de láser tiene una potencia eléctrica de 0,6 Joule/s y emite una luz cuya longitud de onda es 500 nanómetros. ¿cuántos fotones emite por cada segundo de funcionamiento?

Resolución:

La longitud de onda en metros es:

$$\lambda = 500 \text{ nm} \times \frac{10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}} = 5 \times 10^{-7} \text{ m}$$

La energía del fotón en Joule resulta ser:

$$E_{\text{fotón}} = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda} \\ = \frac{(6,62 \times 10^{-34} \text{ Joule} \cdot \text{s}) (3 \times 10^8 \text{ m/s})}{5 \times 10^{-7} \text{ m}}$$

$$E_{\text{fotón}} = 3,97 \times 10^{-19} \text{ Joule}$$

Por dato la energía total emitida en 1 segundo es:

$$E_{\text{Total}} = 0,6 \text{ Joule}$$

Luego el número de fotones emitidos es:

$$\frac{E_{\text{Total}}}{E_{\text{fotón}}} = \frac{0,6 \text{ Joule}}{3,97 \times 10^{-19} \text{ Joule}}$$

$$\text{número de fotones} = 1,5 \times 10^{18}$$

Problema 13.

Con respecto al espectro electromagnético total, ¿qué proposiciones son incorrectas?

- I. Con excepción de las ondas hertzianas, el sol emite el resto de ondas electromagnéticas.
- II. La frecuencia de los rayos infrarrojos es mayor que la frecuencia de la radiación visible.

- III. Las radiaciones electromagnéticas más peligrosas para un ser humano son los rayos "x" y los rayos "γ" por su longitud de onda muy pequeña.
- IV. Las microondas son ondas de comunicación hacia lugares más distantes y poseen una longitud de onda mayor de 1 km

Resolución:

Analizamos las proposiciones:

- I. Es falsa, porque el sol es la fuente de casi todas las ondas electromagnéticas pero no así de las ondas hertzianas, rayos x, rayos gamma, rayos cósmicos, etc.
- II. Es falsa, porque el término "infra" se refiere a la menor frecuencia con respecto al color rojo de la radiación visible.
- III. Es verdadera, porque su longitud de onda muy pequeña hace que su poder de penetración sea alto, ya los científicos Becquerel y Marie Curie sufrieron graves quemaduras con estos rayos.
- IV. Es falsa, porque las microondas poseen una longitud de onda alrededor de 1 metro, menor que las ondas de radio y T.V. locales.

Rpta: I, II y IV

Problema 14

Establecer la relación correcta entre el concepto y la radiación que le corresponde del espectro visible.

- I. Es el conjunto de las 6 radiaciones monocromáticas o colores.
- II. Es la radiación monocromática de mayor frecuencia.
- III. Es la radiación monocromática de mayor longitud de onda.
- IV. Son las únicas radiaciones que percibe el ojo humano y posee una longitud de onda que varía entre 3 900 Å y 7 000 Å.

- a) Violeta
- b) Rojo
- c) Espectro visible
- d) Amarillo

Resolución:

El espectro visible es el conjunto de los 6 colores fundamentales y su longitud de onda varía entre 3 900 a 7 000 Å

El color violeta es el de mayor frecuencia ($7,5 \times 10^{14}$ Hz).

El color rojo es el de mayor longitud de onda (7000 Å).

Rpta: I - c, II - a, III - b y IV - c

Problema 15

¿Qué enunciado no corresponde a los espectros de emisión y absorción del átomo de hidrógeno?

- A) El espectro de emisión es el conjunto de líneas brillantes y coloreadas sobre un fondo oscuro.
- B) El espectro de emisión se obtiene cuando el $H_{(g)}$ está a una presión muy baja y es sometido a descargas eléctricas.
- C) Las líneas brillantes y coloreadas del espectro de emisión poseen ciertas longitudes de onda definidas.
- D) El espectro de absorción es el conjunto de líneas oscuras sobre un fondo blanco, con los mismo valores de longitudes de onda que en el espectro de emisión.
- E) Los espectros de emisión y absorción para los 3 isótopos del hidrógeno son diferentes.

Resolución:

El espectro de emisión y el espectro de absorción son característicos de cada elemento y permiten identificarlo, por lo tanto, no pueden ser diferentes para los isótopos, puesto que son átomos del mismo elemento.

Rpta: E

Problema 16

Completar correctamente el siguiente enunciado: "El espectro de absorción se obtiene cuando los átomos de un elemento se encuentran en estado y son iluminados con luz blanca, para luego descomponer con un prisma la radiación resultante.

En cambio el espectro de emisión se obtiene cuando los átomos de un elemento se encuentran en estado".

- A) Excitado; basal
- B) Basal; no excitado
- C) Basal; excitado
- D) No excitado; basal
- E) Excitado; excitado

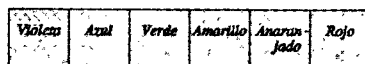
Resolución:

El espectro de absorción se obtiene cuando los átomos se encuentran en estado **basal** o **no excitado** y el espectro de emisión se obtiene cuando los átomos de un elemento se encuentran en estado **excitado**.

Rpta: C

Problema 17

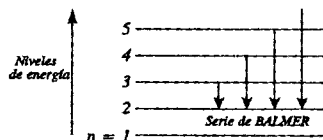
Determine la longitud de onda correspondiente a la primera línea de la serie de Balmer (espectro de emisión del hidrógeno) e indicar a que color del espectro visible corresponde:



$\lambda = 3900\text{Å} \quad 4500 \quad 4900 \quad 5700 \quad 5900 \quad 6100 \quad 7000\text{Å}$

Resolución:

La serie de Balmer corresponde a los "saltos" o transiciones electrónicas de un nivel lejano hacia el segundo nivel.



Se observa que la primera línea de la serie de Balmer corresponde a la transición del nivel 3 al nivel 2:

$$n_1 = 2 \quad n_2 = 3$$



Para determinar la longitud de onda usamos la ecuación de Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Reemplazando valores y despejando la longitud de onda tenemos:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\rightarrow \lambda = 36/5R_H = \frac{36}{5(1,097 \times 10^5 \text{cm}^{-1})}$$

$$\lambda = 6,56 \times 10^{-5} \text{cm}$$

Convertido en angstrom será:

$$6,56 \times 10^{-5} \text{cm} \times \frac{10^8 \text{Å}}{1 \text{cm}} \rightarrow \lambda = 6\,560 \text{Å}$$

∴ Este valor corresponde al color rojo del espectro visible de acuerdo al esquema dado.

Problema 18

Si el número de onda emitido por una transición electrónica que corresponde a la serie de Lyman es $1,053 \times 10^5 \text{cm}^{-1}$, ¿a qué línea espectral de dicha serie corresponde?

Resolución:

La serie de Lyman corresponde a transiciones electrónicas de un nivel lejano al primer nivel

$$n_1 = 1 \text{ y } n_2 = n$$

Reemplazamos el valor del número de onda en la ecuación de Rydberg y determinamos "n".

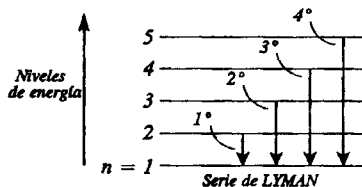
$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Donde el número de onda es $\bar{\nu}$ es igual a $1/\lambda$

$$1,053 \times 10^5 = (1,097 \times 10^5) \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Resolviendo: $n = 5$ (quinto nivel)

Lo cual corresponde a la cuarta línea de la serie de Lyman.



Problema 19

Establecer la relación correcta entre la serie espectral y la región del espectro electromagnético total que le corresponde.

- | | |
|-------------|-----------------|
| I. Brackett | a) Infrarrojo |
| II. Lyman | b) Ultravioleta |
| III. Pfund | c) Visible |
| IV. Paschen | d) Microonda |
| V. Balmer | e) Rayos X |

Resolución:

La serie de Lyman posee longitudes de onda emitidas en la región ultravioleta, la serie de Balmer se encuentra en la región del espectro visible. Las otras series, de Paschen, Brackett y Pfund corresponden a diferentes zonas del infrarrojo: cercano, medio y lejano respectivamente.

Resp: I - a, II - b, III - c, IV - d, V - e.

Problema 20

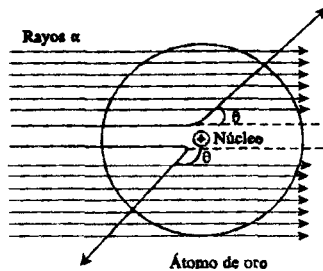
Con respecto al experimento de Rutherford señalar falso (F) y verdadero (V) según corresponda.

- I. La mayoría de partículas "α" (alfa) son desviadas en un ángulo variable de 0° hasta un valor 180°.
- II. Se llega a la conclusión que el núcleo atómico es de carga positiva y de elevada densidad.

- III. Muy pocas partículas "α" son desviadas por la lámina de oro en un ángulo "θ", donde:
 $0^\circ < \theta \leq 180^\circ$.
- IV. El fenómeno observado sería el mismo, si es que se utilizan los rayos "β" (Beta).

Resolución:

En el experimento de Rutherford se observa que la mayor parte de partículas "α" atraviesan la lámina de oro, entonces se deduce que el átomo es casi vacío. Solo algunas partículas "α" son desviadas porque existe repulsión con el campo eléctrico generado por el núcleo atómico, por lo cual se deduce que este es positivo, de volumen muy pequeño y concentra casi toda la masa del átomo.



Del gráfico se observa la desviación de partículas alfa (α) positivas por repulsión con el núcleo atómico donde "θ" es el ángulo de desviación que varía: $0^\circ < \theta \leq 180^\circ$.

Rpta: FVVF

Problema 21

Ernest Rutherford plantea un modelo atómico en 1911 que sustituye al de Thomson, basado en su famoso experimento. ¿Qué enunciado no está de acuerdo con la teoría de Rutherford?

- A) Los electrones se mueven alrededor del núcleo atómico en órbitas circulares y concéntricas
- B) El modelo es semejante al sistema planetario en miniatura.

- C) La fuerza electrostática de atracción que ejerce el núcleo sobre el electrón es neutralizado por la fuerza centrífuga de magnitud igual a la fuerza centrípeta.
- D) Rutherford no pudo explicar por qué las órbitas del electrón debían poseer energía constante.
- E) Los electrones se encuentran en determinados niveles de energía estacionaria.

Resolución:

Los niveles de energía estacionarios fueron propuestos por Niels Bohr.

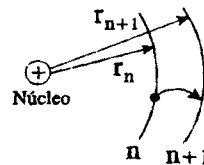
Rpta: E

Problema 22

Según el modelo atómico de Bohr, al pasar un electrón de un nivel a otro consecutivo en el átomo de hidrógeno incrementa su distancia (radio) en $26,45 \times 10^{11}$ m. Indicar cuál es el nivel más excitado.

Resolución:

Realizamos un esquema de la transición electrónica en niveles consecutivos.



Se observa que la distancia entre una órbita "n" y la órbita "n+1" es la diferencia de sus radios

$$\Delta r = r_{n+1} - r_n \dots (1)$$

Reemplazamos el valor dado y usamos la ecuación del segundo postulado de Bohr:

$$r_n = 0,53 n^2 \text{ \AA} = 0,53 n^2 \times 10^{10} \text{ m}$$

Reemplazando en la ecuación (1)

$$26,45 \times 10^{11} = 0,53(n+1)^2 \times 10^{10} - 0,53n^2 \times 10^{10}$$

$$5 = (n+1)^2 - n^2 \Rightarrow n = 2$$

y el nivel más excitado es: $n + 1 = 3$ (3er. nivel)

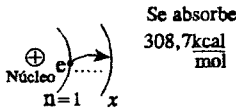
Problema 23

Para promover un electrón desde el nivel basal hasta un nivel "x" se absorbe 3 08,7 kilocalorías por 1 mol de átomos de hidrógeno.

Determine "x" según la teoría de Bohr

Resolución:

Bosquejamos la transición electrónica



De acuerdo al cuarto postulado y sus conclusiones, la energía absorbida se calcula según la ecuación:

$$\Delta E = E_x - E_1 \dots (I)$$

Donde la energía del nivel "x" es:

$$E_x = -\frac{313,6}{x^2} \text{ kcal/mol}$$

y la energía en el primer nivel es

$$E_1 = -313,6 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$$

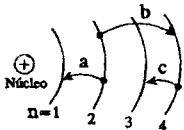
Reemplazando en (I)

$$308,7 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} = \left(-\frac{313,6 \text{ kcal}}{x^2 \text{ mol}} \right) - \left(-313,6 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} \right)$$

$$\Rightarrow x = 8 \text{ (n=8, octavo nivel)}$$

Problema 24

Aplicando la teoría de Bohr, ¿qué proposición (es) es (son) correcta (s) respecto de las siguientes transiciones electrónicas?



- I. En el espectro se observan 3 líneas brillantes.
- II. Las longitudes de onda de los fotones cumplen la relación: $\lambda_a < \lambda_b < \lambda_c$
- III. La energía del fotón cumple la relación $E_a = E_b = E_c$

Resolución:

- I. Es falsa, puesto que solo hay 2 transiciones electrónicas donde se emite energía en forma de fotón que son "a" y "c" y corresponde a 2 líneas brillantes en el espectro de emisión.
- II. Evaluamos la energía del fotón en "a" y en "c" emitidos:

$$E_a = E_2 - E_1 = \left(-\frac{13,6}{2^2} \text{ eV} \right) - (-13,6 \text{ eV}) = 10,2 \text{ eV}$$

$$E_c = E_4 - E_3 = \left(-\frac{13,6}{4^2} \right) - \left(-\frac{13,6}{3^2} \right) = 0,66 \text{ eV}$$

y la energía del fotón absorbido en "b" es:

$$E_b = E_3 - E_2 = \left(-\frac{13,6}{4^2} \right) - \left(-\frac{13,6}{2^2} \right) = 2,55 \text{ eV}$$

Se observa que: $E_a > E_b > E_c$

Como la longitud de onda "λ" es inversamente proporcional a la energía del fotón se cumple:

$$\lambda_c > \lambda_b > \lambda_a$$

por lo cual la proposición es verdadera.

- III. Es falsa, porque en la proposición anterior señalamos que la energía del fotón cumple:

$$E_a > E_b > E_c$$

Rpta: Sólo II

Problema 25

Si el potencial de ionización de una especie hidrogenoide es 217,6 eV. Hallar el radio de la órbita en la cual su único electrón posee una energía de -1254,4 kilocalorías/mol.

Resolución:

Para una especie hidrogenoide, es decir un ión que posee 1 electrón como el hidrógeno, se cumple que el potencial de ionización es:

$$PI. \approx 13,6 (Z)^2 \text{ eV}$$

Reemplazando:

$$217,6 \text{ eV.} = 13,6(Z)^2 \text{ eV.} \Rightarrow Z = 4$$

Por lo tanto se trata de ión ${}^4\text{Be}^{+3}$

Luego la energía del electrón en una órbita del hidrogenoide es:

$$E_n = -\frac{313,6}{n^2} (Z)^2 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$$

Reemplazamos datos:

$$-1254,4 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} = -\frac{313,6}{n^2} (4)^2 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$$

Resolviendo: $n = 2$

Entonces el radio de la órbita $n = 2$ del ión ${}^4\text{Be}^{+3}$:

$$r_n = \frac{0,53n^2}{Z} = \frac{0,53(2)^2}{4} \Rightarrow r_n = 0,53 \text{ \AA}$$

Problema 26

Señale qué enunciados son correctos acerca de la teoría atómica de Bohr:

- I. Sólo es aplicable en átomos monoeléctricos.
- II. Permite explicar los espectros de emisión de átomos polielectricos.
- III. Plantea la existencia de órbitas electrónicas definidas con niveles de energías definidos.
- IV. Predice la existencia de los subniveles de energía.

Resolución:

- I. Es verdadero, el modelo de Bohr permite explicar satisfactoriamente los espectros de emisión de hidrógeno y los hidrogenoides: ${}^2\text{He}^+$, ${}^3\text{Li}^{+2}$, ${}^4\text{Be}^{+3}$, etc.
- II. Es falso, los espectros de emisión de átomos con más de 1 electrón sólo se pueden explicar con la mecánica cuántica.
- III. Es verdadero, el único electrón se mueve alrededor del núcleo en órbitas de radio conocido:

$$r_n = 0,53 \text{ \AA} \cdot (n)^2 \text{ y de energía definida:}$$

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ eV.}$$

IV. Es falso, porque la existencia de los subniveles de energía fue propuesto por Sommerfeld, quien los utilizó para explicar el efecto Zeeman.

Rpta: I y III

Problema 27

En el átomo de Bohr, un electrón es promovido del nivel "n" al cuarto nivel. La radiación que produce la excitación posee un número de onda igual a $102\ 823 \text{ cm}^{-1}$. Determinar el nivel "n" y la serie a que pertenece la línea espectral producido.

$$R_H = 109\ 678 \text{ cm}^{-1}$$

Resolución

Como el electrón va ha ser excitado, entonces el nivel desconocido "n" es menor que 4.

Aplicando:

$$\bar{\nu} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \dots\dots\dots (\alpha)$$

Donde: $n_2 > n_1 \Rightarrow n_2 = 4 \quad n_1 = n$

Reemplazando valores en (α)

$$102\ 823 = 109\ 678 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{4^2} \right)$$

Efectuando: $n = 1$ (nivel basal)

La **línea espectral de absorción** originado debido al salto del electrón de $n = 1$ a $n = 4$ corresponde a la **serie de Lyman**.

Problema 28

¿Cuál es la energía cinética de un fotoelectrón emitido por el cesio al recibir una radiación de longitud de onda igual a $5\ 000 \text{ \AA}$?

La longitud de onda crítica para el cesio es de $6\ 600 \text{ \AA}$

Dato: $h = 6,6 \times 10^{-27} \text{ ergios} \cdot \text{s}$



Resolución:

Para el efecto fotoeléctrico se cumple:

$$E = W_0 + E_c \Rightarrow h \frac{c}{\lambda} = h \frac{c}{\lambda_0} + E_c \dots\dots\dots (\alpha)$$

Donde:

$$\lambda = 5000 \text{ \AA} \times \frac{10^{-8} \text{ cm}}{1 \text{ \AA}} = 5 \times 10^{-5} \text{ cm}$$

$$\lambda_0 = 6600 \text{ \AA} \times \frac{10^{-8} \text{ cm}}{1 \text{ \AA}} = 6,6 \times 10^{-5} \text{ cm}$$

De (α) despejamos "E_c" y reemplazamos datos:

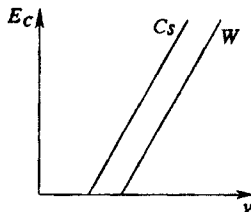
$$E_c = hc \left(\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right)$$

$$= 6,6 \times 10^{-27} \times 3 \times 10^{10} \left(\frac{1}{5 \times 10^{-5}} - \frac{1}{6,6 \times 10^{-5}} \right)$$

$$E_c = 9,9 \times 10^{-13} \text{ ergios}$$

Problema 29

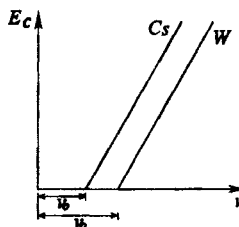
En la figura siguiente se representa gráficamente la energía cinética de los fotoelectrones originados en el cesio y wolframio, en función de la frecuencia de la luz incidente. Señale la afirmación incorrecta



- I. La frecuencia umbral de W es mayor que la del Cs
- II. La longitud de onda umbral o crítica del Cs es mas corta que la del W
- III. Se necesita menos energía para arrancar fotoelectrones del Cs que del W
- IV. A mayor frecuencia de la luz incidente, mayor es la energía cinética de los electrones liberados.

Resolución:

Analizamos la gráfica y sacamos las siguientes conclusiones:



1. $\nu_0(W) > \nu_0(Cs)$, por lo tanto se necesita mayor energía para arrancar electrones del W
2. Como $\nu_0 = \frac{c}{\lambda_0} \Rightarrow \lambda_0(W) < \lambda_0(Cs)$
3. A mayor frecuencia de la luz incidente es mayor la energía cinética de los fotoelectrones, en ambos metales.
Por lo tanto: I(V), II(F) III(V) IV(V)

Rpta: II

Problema 30

No corresponde al modelo atómico propuesto por Ernest Rutherford

- A) El núcleo atómico es muy pequeño y de alta densidad.
- B) El dinamismo del electrón a través de trayectorias circulares, en torno al núcleo, será para contrarrestar la atracción coulombica
- C) El diámetro atómico es 10 000 veces el diámetro nuclear
- D) El electrón órbita el núcleo con energía total constante describiendo así trayectorias circulares y elípticas.
- E) El ángulo de dispersión de los rayos "α" sirvió para estimar la carga nuclear.

Resolución:

Rutherford no plantea la energía total constante para el electrón; éste ya corresponde al postulado de Bohr sobre la órbita estacionaria de energía (basado en teoría cuántica de Planck)

Rpta: D

PROBLEMAS PROPUESTOS

Marque la proposición incorrecta

- A) Los rayos catódicos se producen en tubos de alto vacío y a voltajes elevados
- B) Se manifiestan con un brillo o fluorescencia detrás del ánodo
- C) Los rayos canales poseen una relación carga-masa cuyo valor es más alto que en el caso de los rayos catódicos
- D) En el experimento de la gota de aceite, se determinó que la carga de cada gota era múltiplo del valor $1,6 \times 10^{-19}$ Coulomb
- E) Los rayos canales son flujo de protones si es que el gas residual en el tubo de *altavacuos hidrógeno* ($Z=1$),

Señale la relación correcta

- I. Thomson
- II Goldstein
- III Millikan
- IV. Stoney

- a) Carga del electrón
- b) Relación carga-masa del electrón
- c) Rayos canales
- d) Sugirió el nombre de electrón

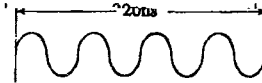
- A) I-a, II-b, III-c, IV-d
- B) I-a, II-c, III-b, IV-d
- C) I-b, II-c, III-a, IV-d
- D) I-c, II-a, III-b, IV-d
- E) I-c, II-b, III-a, IV-d

No constituye una propiedad de las ondas electromagnéticas

- A) No sufren desviación frente a un campo magnético generado por los polos de un imán
- B) Poseen una velocidad que siempre es constante cuando atraviesan diferentes medios

- C) Poseen una longitud de onda (λ) que disminuye al pasar por un medio más denso.
- D) Tienen una frecuencia característica que a través de diferentes medios se mantiene constante.
- E) Están formados por campos eléctricos y magnéticos fluctuantes y perpendiculares entre si.

4. En el siguiente gráfico se muestra parte de una onda electromagnética. Determine el número de onda en m^{-1}



1 nanosegundo (ns) = 10^{-9} s

- A) 66,6 B) 6,66 C) 0,66
- D) 666 E) 0,06

5. Un televisor a colores emite rayos "X" con una longitud de onda de 10 \AA . ¿Cuántos fotones de esta radiación se han emitidos durante 30 segundos de funcionamiento si su potencia eléctrica es 180 watt (Joule/s)

- A) $3,7 \times 10^{10}$ B) $1,7 \times 10^{15}$ C) $2,7 \times 10^{10}$
- D) $2,7 \times 10^9$ E) $3,7 \times 10^{14}$

6. ¿Cuál es la energía cinética de un electrón en la tercera órbita, según el modelo atómico de Niels Bohr?

$$a_0 = 0,529 \text{ \AA}$$

- A) $e^2/6a_0$ B) $e^2/9a_0$ C) $e^2/18a_0$
- D) $e^2/15a_0$ E) $e^2/3a_0$



7. Respecto al experimento y modelo atómico de Rutherford, ¿qué proposición es correcta?

- A) La mayoría de partículas "α" atraviesan la lámina de oro y sólo algunas se desvían con ángulos de desviación menor a 90°.
- B) La desviación de algunas partículas "α" se debe a la repulsión eléctrica con el campo eléctrico generado por los núcleos atómicos de la lámina de oro.
- C) Los electrones giran alrededor del núcleo atómico en órbitas circulares con energía constante
- D) Las órbitas del electrón son elípticas, de masa similar al sistema planetario solar
- E) Según la física clásica, el modelo de Rutherford es estable.

8. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es falsa?

- A) La serie de Pfund del espectro de emisión del hidrógeno se encuentra en la región infrarroja
- B) El espectro de absorción del hidrógeno se genera por las transiciones electrónicas del electrón de su estado fundamental a otro estado o nivel $n \neq 1$
- C) En la ecuación de Rydberg para el átomo de hidrógeno la frecuencia será

$$\text{igual a } \nu = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Donde: $n_1 < n_2$

- D) Para que se genere la emisión de una radiación invisible al ojo humano de parte del átomo de hidrógeno, necesariamente el electrón debe caer hacia cualquier nivel diferente de 2
- E) El espectro de emisión de un sólido incandescente es un espectro continuo

9. ¿Cuál es el número de onda en cm^{-1} correspondiente a la cuarta línea de la serie de Lyman en el espectro de emisión del hidrógeno?

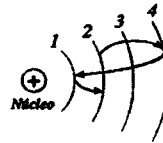
$R =$ constante de Rydberg.

- A) 25 R/24 B) 18 R/19 C) 19 R/18
- D) 21 R/25 E) 24 R/25

10. En cuanto al espectro electromagnético total. ¿Qué enunciado no concuerda con sus características?

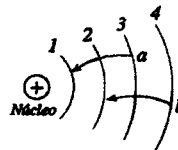
- A) Los rayos cósmicos tienen mayor longitud de onda que los rayos γ
- B) Los rayos infrarrojos tienen menor frecuencia que la radiación ultravioleta
- C) Las ondas de radar tienen mas energía que las ondas de radio
- D) Las ondas de T.V. son ondas Hertzianas
- E) Los rayos cósmicos se originan mediante reacciones nucleares

11. Según el modelo atómico de Bohr para las siguientes transiciones electrónicas, ¿cuál es la energía total neta emitida o absorbida?



- A) 18 eV. B) 2,4 eV. C) 13,6 eV.
- D) 0 E) 0,52 eV.

12. En el siguiente gráfico para las transiciones electrónicas "a" y "b" señale lo incorrecto.



- A) $\lambda_b < \lambda_a$
- B) $\nu_b > \nu_a$
- C) $E_a < E_b$
- D) Generan 2 líneas brillantes en el espectro de emisión
- E) La energía total emitida es 19,48 eV.

- i. Determine:
- ¿A qué nivel, en la especie hidrogenoide ${}_2\text{He}^+$ en estado excitado, corresponde la energía $-78,4 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$?
 - ¿Cuántos iones de ${}_3\text{Li}^{+2}$ se podrán ionizar por tercera vez al proporcionarle una energía total de $2,17 \times 10^{12}$ ergios?
- A) 3 ; 10^{20} B) 2 ; 10^{15} C) 5 ; 10^{18}
 D) 6 ; 10^{24} E) 4 ; 10^{22}
- iii. Thomson propuso un modelo esférico con carga uniforme positiva (distribuida en toda la esfera) y electrones incrustados en él, de tal modo de que el átomo es eléctricamente neutro.
- iv. Según el resultado del experimento de Rutherford, éste esperaba (según modelo de Thomson) que los rayos "α" no atravesaran la laminilla de oro.
- A) I, II B) Sólo II C) I, II y III
 D) III, IV E) Todos
- i. ¿Qué enunciado no corresponde a los modelos atómicos planteados?
- En su primer postulado, Bohr aplica la física clásica cuando utiliza la ley de Coulomb y la segunda ley de Newton.
 - En su segundo postulado, Bohr aplica la teoría cuántica de Plank para el momento angular del electrón.
 - En su cuarto postulado, Bohr predice la energía de ionización del átomo hidrógeno y de los iones ${}_2\text{He}^{+1}$, ${}_3\text{Li}^{+2}$ y ${}_4\text{Be}^{+3}$.
 - En el modelo atómico de Bohr-Sommerfeld, en un nivel de energía hay estados energéticos ligeramente diferentes cuyos órbitas sólo pueden ser elípticas
 - En el modelo atómico de Rutherford el electrón debe emitir constantemente energía según la física clásica.
- ii. Señale la(s) proposición(es) correcta(s):
- Según J. Dalton, las sustancias como hidrógeno y oxígeno debían representarse como H y O respectivamente.
 - A. Avogadro planteó la hipótesis de que ciertas sustancias simples forman moléculas, así como el nitrógeno y oxígeno debían de representarse como N_2 y O_2 respectivamente.
16. Según la serie espectral del átomo de hidrógeno correspondiente a la región visible, determine la energía de la luz monocromática que corresponde a un fotón cuya longitud de onda es máximo. Además, identifique el color. ($h=6,63 \times 10^{-27}$ ergio . s).
- A) 0,95 eV; rojo B) 1,89 eV; azul
 C) 1,42 eV; rojo
 D) 1,42 eV; azul E) 1,89 eV; rojo
17. Respecto al modelo atómico de Bohr, señalar el número de proposiciones correctas:
- Explica por qué el número de líneas espectrales de emisión es mayor que el de absorción en las condiciones del experimento.
 - Es el único modelo atómico, incluyendo el modelo atómico moderno, que cuantifica los momentos angulares del electrón.
 - Este modelo fue reemplazado totalmente por el modelo atómico de A. Sommerfeld.
 - En el átomo de hidrógeno, la energía potencial y la energía cinética son siempre mayores en nivel más externo que en un nivel interno.
 - La teoría de Bohr sirvió de base teórica a la espectroscopia.
- A) 2 B) 1 C) 0
 D) 3 E) 4

18. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
- El primer modelo atómico fue propuesto por J. Dalton.
 - El efecto Zeeman fue explicado parcialmente por A. Sommerfeld, quien planteó de que los electrones giran en trayectorias circulares y elípticas.
 - E. Rutherford demostró que el volumen atómico era igual a 10^{12} veces del volumen nuclear, concluyendo de que el núcleo es extremadamente pequeño y de alta densidad.
 - En el modelo atómico moderno, se considera al electrón como una partícula que se mueve alrededor del núcleo siguiendo una trayectoria ondulatoria.
- A) FVVF B) VFFV C) FFFV
D) FFFV E) FVVF
19. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda para las siguientes proposiciones:
- La idea de que la materia está constituida por partículas diminutas, indivisibles y eternas fue planteado por primera vez por J. Dalton.
 - Según Dalton, la molécula de agua tendría por fórmula: HO.
 - Goldstein observó por primera vez el protón en forma de rayos canales.
 - La inestabilidad del átomo, según el modelo propuesto por Rutherford, significó el fracaso de la física clásica para poder explicar fenómenos atómicos.
 - El estudio de la descarga eléctrica en los tubos al vacío permitió el descubrimiento del electrón, protón y rayos X, principalmente.
- A) VVVV B) VFFV C) FVVV
D) FFFV E) FFFV
20. Señalar verdadero (V) o falso (F)
- En el átomo de Bohr, la energía cinética del electrón en $n=4$ es mayor que en $n=3$
 - En el átomo de Bohr, si un electrón es promovido de nivel basal a $n=3$, absorbe 2 fotones de diferente magnitud
 - La energía cinética del electrón en nivel basal de ${}_2\text{He}^{+1}$ es mayor que en ${}_3\text{Li}^{+2}$
 - La velocidad del electrón en $n = 2$ de ${}_3\text{Li}^{+2}$ es menor que en ${}_4\text{Be}^{+3}$
- A) FFFV B) FFFF C) FVVF
D) FFFV E) VFFV
21. Indique el orden creciente de la longitud de onda para los siguientes tipos de radiación electromagnética
- Rayos X
 - Ondas emitidas por estaciones radiales
 - Rayos cósmicos
- A) I < II < III B) II < I < III C) III < I < II
D) II < III < I E) III < II < I
22. En el átomo de hidrógeno, un electrón que se encuentra en la órbita "x" absorbe un fotón cuya longitud de onda (λ) es $1\ 800\ \text{Å}$, luego absorbe una radiación de longitud de onda de $600\ \text{Å}$ hasta llegar a una órbita "y". Si la transición electrónica se realiza en forma directa, ¿cuál es la longitud de onda del fotón absorbido?
- A) $100\ \text{Å}$ B) $200\ \text{Å}$ C) $300\ \text{Å}$
D) $400\ \text{Å}$ E) $450\ \text{Å}$
23. En la especie hidrogenoide Li^{+2} ($z=3$), el electrón gira en la cuarta órbita. ¿Cuál es el valor de la energía cinética en Joule?
- Dato:
Carga del electrón (e) = $4,8 \times 10^{-10}$ u.e.c
- A) 20×10^{15} B) 12×10^{19} C) 15×10^{12}
D) 25×10^{-10} E) $10,5 \times 10^{-5}$

24. Con respecto a las series espectrales de emisión del átomo de hidrógeno. ¿Qué proposiciones son correctas?

- I. Se producen una vez que el hidrógeno gaseoso sufre una descarga eléctrica a una presión baja, en un tubo de vidrio sellado
- II. En la serie de Balmer, la emisión de mayor longitud de onda corresponde al color violeta
- III. En la serie de Paschen, la línea espectral de mayor energía posee una $\lambda = 8181 \text{ \AA}$ que corresponde a una radiación infrarroja
- IV. En la serie de Pfund, las transiciones electrónicas tienen como nivel de llegada $n = 4$

- A) I y II B) II y III C) III y IV
 D) I, II y III E) I y III

25. Al analizar cierta radiación que pertenece al espectro visible, se determinó que la energía de un fotón es de $3,6 \times 10^{-12}$ ergios, ¿cuál es la longitud de onda en angström (\AA) asociada al fotón y cuál es la región del espectro electromagnético a la cuál pertenece?

Datos:

$$h = 6,6 \times 10^{-27} \text{ ergios} \cdot \text{s}$$

$$c = 3 \times 10^{10} \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}$$

- A) 6 000 \AA ; región infrarroja
- B) 5 500 \AA ; región visible
- C) 6 500 \AA ; región ultravioleta
- D) 8 500 \AA ; región infrarroja
- E) 5 500 \AA ; región ultravioleta

26. Marque lo incorrecto

- A) La teoría atómica de Dalton plantea que la materia es discontinua
- B) Thomson determina que la relación carga masa del electrón es muy alta
- C) Rutherford plantea que el átomo es casi vacío y la masa se concentra en su parte central muy pequeña y de carga positiva.
- D) Bohr plantea que el electrón gira en órbitas circulares donde la energía es estacionaria y cuantizada.
- E) Sommerfeld plantea la existencia de subniveles de energía, los que a su vez están constituidos por orbitales.

27. Sobre la teoría atómica de Niels Bohr, señale verdadero (V) o falso (F)

- I. El electrón orbita al núcleo circunferencialmente en los átomos monoeléctricos (${}_1\text{H}$; ${}_3\text{Li}^{+2}$; ${}_2\text{He}^{+1}$ )
- II. La cantidad de movimiento angular del electrón debe ser múltiplo entero de $\frac{h}{2\pi}$
- III. La menor órbita, para dos consecutivos, cuya distancia es 2,645 \AA , es $n = 2$
- IV. La velocidad del electrón en la décima órbita ($n = 10$) será 22 km/s

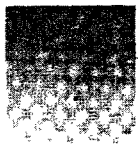
- A) VVVV B) FVVV C) VFFV
 D) FFVF E) VVVV

28. El valor del cuarto potencial de ionización en una especie hidrogenoide es igual a 217,6 eV. En dicho hidrogenoide, el electrón salta del cuarto nivel al nivel basal. ¿Cuál es el valor de la longitud de onda en Angström del fotón emitido?

Dato:

$$h = 6,62 \times 10^{-27} \text{ ergios} \cdot \text{s}$$

- A) 60 \AA B) 30 \AA C) 600 \AA
 D) 300 \AA E) 100 \AA



IV

CAPÍTULO

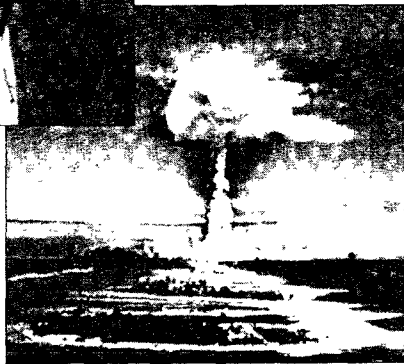
Química Nuclear



A.



B.



C.

- A. **Enrico Fermi** (1901-1954), científico italiano, fue el primero en realizar la fisión nuclear. Al servicio de EE.UU., en la Universidad de Chicago, en 1942, realizó la primera reacción en cadena, que daría el inicio para la fabricación de la bomba atómica y el ingreso de la humanidad a la Era Nuclear.
- B. Los esposos **Marie y Pierre Curie** realizaron estudios minuciosos en el campo de la radiactividad y por sus contribuciones en este campo compartieron el Premio Nobel de 1903 con **Henri Becquerel**. Marie Curie recibió otro premio Nobel de Química en 1911 por haber descubierto el Radio y el Polonio.
- C. La explosión de una bomba atómica en la superficie terrestre eleva al aire muchas toneladas de polvo, material radioactivo que forma "lluvia radiactiva" (fuente duradera de contaminación con radiaciones), onda de choque de presión elevadísima y el foco de calor que eleva la temperatura hasta 10' 000 000 °C.

QUÍMICA NUCLEAR

OBJETIVOS

- Entender la radiactividad como un fenómeno nuclear y diferenciar los tipos de decaimiento radiactivo utilizando ecuaciones nucleares.
- Comprender el tiempo de vida media de un radioisótopo y su aplicación, para determinar la antigüedad de restos fósiles y de minerales.
- Conocer los efectos nocivos de las radiaciones nucleares en sistemas biológicos y los usos benéficos de radioisótopos en medicina, agricultura, química, industria, biología, etc.
- Comprender cómo se han sintetizado los elementos artificiales y en qué se fundamentan las armas nucleares mortíferas (bomba atómica, bomba de hidrógeno, etc).
- Entender los pro y los contra en el uso de la energía nuclear de fisión y fusión.

INTRODUCCIÓN

Cuando se agoten las reservas de petróleo, se espera que la energía nuclear sea la gran solución para la crisis energética mundial. Entonces, resulta necesario plantearnos preguntas como :

¿De dónde y cómo se origina una energía tan poderosa? ¿Sólo se emplea dicha energía con fines pacíficos? ¿Ya

se ingresó a la era nuclear? La química, la botánica, la geología, la medicina, la metalurgia, la agronomía, la fisiología, la ingeniería genética y otras disciplinas se han beneficiado grandemente con el uso de radioisótopos pero, ¿cómo y por qué?

La química nuclear estudia los cambios naturales y artificiales que ocurren en el núcleo de los átomos (núclidos) inestables. Esta rama de la química comienza con el descubrimiento del fenómeno de radiactividad por parte de Becquerel. Luego los esposos Curie y Ernest Rutherford, principalmente, describen ampliamente éste fenómeno.



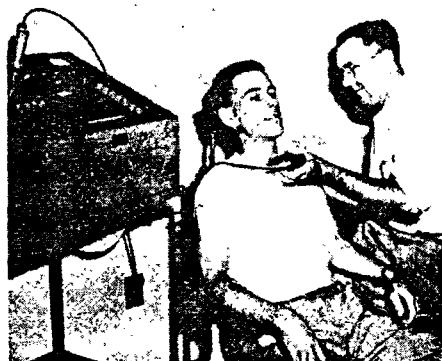
Fisión nuclear. Un neutrón lento provoca la ruptura de un núcleo pesado, produciéndose núcleos ligeros y la liberación de una enorme cantidad de energía nuclear que se emplea en las bombas atómicas y para generar electricidad de alta potencia.

Posteriormente, los científicos de EE.UU y la antigua URSS, desarrollaron tecnologías muy sofisticadas para aprovechar la poderosa energía nuclear, lamentablemente con fines bélicos, para fabricar armas nucleares poderosas como la bomba atómica, la bomba de hidrógeno, o la bomba de neutrones.

Sin embargo, en la actualidad, la energía nuclear también se utiliza con fines pacíficos; por ejemplo, para generar electricidad, fabricar motores atómicos o pilas atómicas, para el tratamiento del cáncer y en otros campos de la actividad humana.

RADIATIVIDAD

El fenómeno de radiactividad fue descubierto en forma casual por el físico francés Henri Becquerel (1896) cuando estudiaba el fenómeno de la fluorescencia y fosforescencia, para saber qué sustancias emitían o no rayos X (descubiertos por Röntgen en 1895). Un día, Becquerel trabajaba con sal de uranio, (llamada PECHBLENDA), que es una mezcla muy compleja ($K_2SO_4 \cdot UO_2SO_4 \cdot 2H_2O$, U_3O_8 y otros compuestos uranio, radio y polonio), observó que unas placas fotográficas protegidas con papel de color negro colocadas cerca al mineral quedaban veladas sin que sobre ellas actuara la luz. Repitió el experimento con más cuidado y llegó a la conclusión de que las sales de uranio emitían unos rayos invisibles (parecidos a los rayos X), los que causaron el velamiento de las placas.



Después de recibir una pequeña dosis radiactivo (I-131), al paciente le miden con un contador geiger la cantidad de radiactividad asimilada por la glándula tiroidea, para diagnosticar el hipertiroidismo.

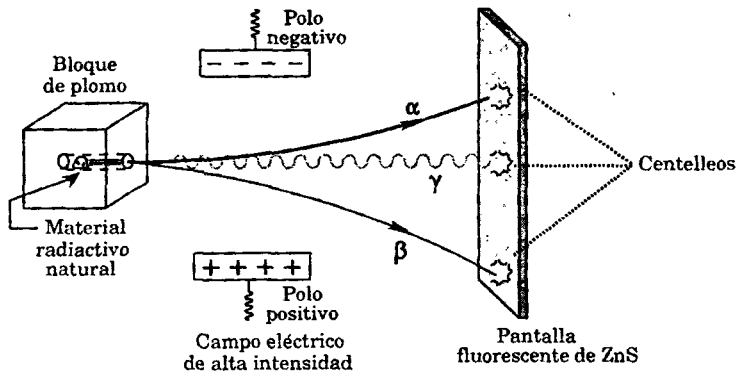
Las placas mostraron también que ciertas zonas quedaban ennegrecidas con mayor intensidad que otras ¿habría otros elementos similares al uranio, pero más radioactivos? Para responder a esta pregunta, Becquerel encomendó el resto del experimento a sus ayudantes, la joven polaca Marie Sklodowska Curie y su esposo, Pierre Curie, quienes, luego de análisis complejos, comunicaron en 1898 el hallazgo de dos nuevos elementos radiactivos: el Polonio (Po) y el radio (Ra). Los esposos Curie llevaron a cabo un análisis químico sistemático de una solución de pechblenda en ácido nítrico mediante el proceso de precipitación: la solución de pechblenda en ácido diluido era tratada con sulfuro de hidrógeno. Así el uranio y las trazas de torio permanecía en la solución y las impurezas (Pb, Bi, Cu, As y Sb) precipitaban; el precipitado mostraba una fuerte radiactividad. Luego, los sulfuros de arsénico y antimonio se disolvían en una solución que contenía azufre y sulfuro de amonio, al final, quedaron sulfuros insolubles de Pb, Bi y Cu. Luego separaron la muestra de bismuto que mostraba una fuerte radiactividad (400 veces mayor a la de una masa similar de uranio) concluyeron así de que la sustancia extraída de la pechblenda contiene un metal desconocido, similar al bismuto en sus propiedades analíticas, este nuevo elemento se llamó Polonio (Po).

Luego, por separación química de las impurezas de la pechblenda, se encontró una segunda sustancia fuertemente radiactiva. Este nuevo elemento se llamó Radio (Ra). El radio es 300 000 veces más radiactivo que el uranio.

En 1902, Marie Curie consiguió aislar 0,1 g de radio puro a partir de una tonelada de pechblenda traída de las minas situadas en Austria.

Ernest Rutherford en 1899 demostró que los elementos radioactivos emiten radiaciones alfa (α) y beta (β). El científico Paul Villard identificó un tercer tipo de radiación: gamma (γ).

Figura 4.1 Los tres tipos de radiaciones que emite una sustancia radiactiva. Los rayos alfa se desvían hacia el polo (-), los rayos beta hacia el polo (+) y los rayos gamma no se desvían. Las sustancia fluorescente absorbe radiación y emite posteriormente luz visible en forma de centelleos o destellos.



Bajo la influencia de un campo eléctrico, los rayos α se desvían hacia el polo negativo, por lo tanto, deben estar constituidos por partículas de carga positiva. Los rayos β se desvían más que los rayos alfa, pero hacia el polo positivo, por lo tanto, deben estar constituido por partículas de carga negativa y de menor masa que los rayos α . Los rayos γ no sufren ninguna desviación, es energía pura, tipo rayos X, pero de mayor frecuencia y, por lo tanto, más penetrante. A estas conclusiones se llegó luego de realizar experimentos muy complejos por parte de muchos científicos.

¿Qué es el fenómeno de radiactividad?

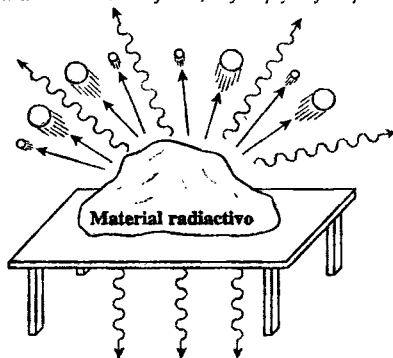
Es la descomposición espontánea del núcleo atómico inestable, con la consiguiente emisión de partículas nucleares (en forma de radiaciones corpusculares) y energía electromagnética (radiación electromagnética). Esta descomposición nuclear se da hasta obtener un nuevo núcleo de mayor estabilidad.

Existen dos tipos de radiactividad: natural y artificial.

RADIATIVIDAD NATURAL

La radiactividad natural es la descomposición espontánea del **núcleo atómico natural** inestable con emisión de rayos alfa (α), rayos beta (β) y rayos gamma (γ). Fue descubierto por H. Becquerel (1 896).

Figura 4.2 Material radiactivo natural emitiendo rayos α , rayos β y rayos γ .


¡IMPORTANTE!

Un *núcleo natural inestable* nunca emite simultáneamente los tres tipos de radiación, sino en forma discontinua, es decir, emite " α " acompañado de " γ ", luego " β " acompañado de " γ ", pero nunca simultáneamente.

La radiactividad es de naturaleza atómica (propiedad atómica) y no molecular (propiedad química).

CARACTERÍSTICAS DE LAS RADIACIONES

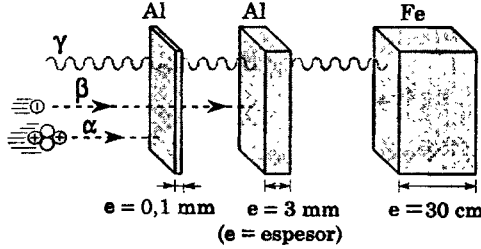
Radiación	Alfa (α)	Beta (β)	Gamma (γ)
Naturaleza	Corpuscular (Núcleos de ${}^4_2\text{He}^{2+}$) 	Corpuscular (Electrones) 	Energética (Electromagnética)
Masa	4, 0026 u.m.a	$\frac{1}{1836}$ u.m.a	0
Carga relativa	+2	-1	0
Velocidad de salida del núcleo (en el vacío)	$v_1 = 20\ 000$ km/s	$v_2 = 270\ 000$ km/s (90 % de c)	$c = 300\ 000$ km/s
Poder ionizante	alta	baja	muy baja

c : velocidad de la luz

Para las radiaciones alfa y beta, la velocidad de salida depende del núcleo inestable emisor; en el cuadro se indica un valor promedio.

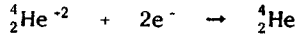
Poder de penetración (o poder energético)

Figura 4.3 Experimento que muestra el poder de penetración de las radiaciones radiactivas.



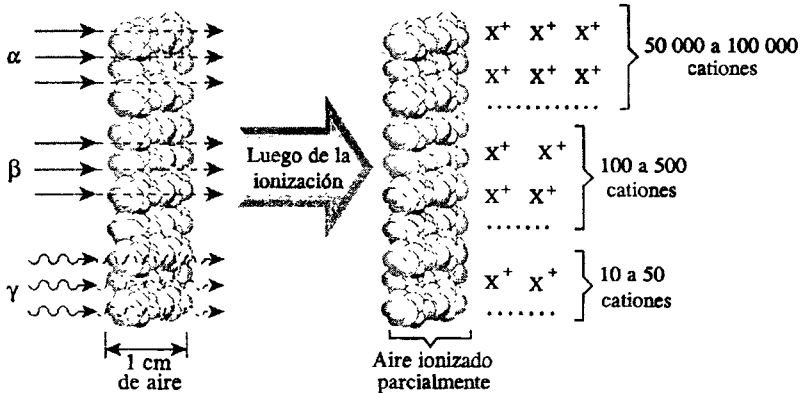
Se observa que los rayos α son detenidos sólo por una lámina muy delgada de aluminio, Al (0,1 mm); los rayos β son detenidos por una lámina de Al de 3 mm de espesor; y los rayos γ son más penetrantes, se detienen por medio de una gruesa capa de hierro, Fe (30 cm de espesor). Por lo tanto, el orden en poder de penetración es: $\gamma > \beta > \alpha$

La explicación de esta desigualdad está en relación a dos factores: masa y velocidad de las radiaciones; los rayos α son de mayor masa, por lo que encuentran mayor resistencia de parte de los átomos metálicos, y además poseen menor velocidad; los rayos γ son energía pura y de mayor velocidad, por lo que encuentran menor resistencia para atravesar láminas metálicas o cualquier otro cuerpo material. Además, los rayos α se detienen luego de recorrer 4 a 5 cm en el aire y al ganar electrones de las moléculas componentes del aire se convierten en átomos neutros de helio:



PODER DE IONIZACIÓN

Figura 4.4 Experimento que muestra el poder ionizante de las radiaciones. Al atravesar un centímetro de aire, los rayos alfa producen mayor número de iones cationes del aire y los rayos gamma menor número de iones cationes.



La ionización de átomos o moléculas por parte de las radiaciones consiste en que los electrones son expulsados de la envoltura electrónica por interacciones con las radiaciones, así:

1. **La radiación alfa** expulsa electrones de un átomo o molécula por choque (partícula - electrón) y por fuerza de atracción electrostática, donde el He^{+2} atrae a los electrones del átomo o molécula.
2. **Los rayos beta** expulsan electrones por choque y mediante fuerza de repulsión eléctrica.
3. **La radiación gamma** expulsan electrones porque, al interactuar con éstos, les dota de alta energía cinética, suficiente como para abandonar átomos o moléculas.



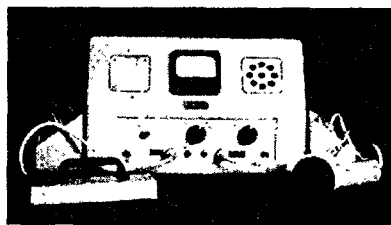
EFFECTOS BIOLÓGICOS DE LAS RADIACIONES

Las radiaciones atacan principalmente a las células que se reproducen más, como las del sistema reproductor y células cancerosas.

1. **Los rayos α** , debido a su poco poder de penetración y corto alcance (son frenados por el aire luego de recorrer 4 a 5 cm) no dañan a la materia viva, pero si se ingiere los elementos radioactivos (como uranio, radio, radón, etc) con los alimentos contaminados o al respirar aire contaminado, al acumularse estos en alguna parte de nuestro organismo, producen daños internos (generan células cancerosas) debido a los rayos alfa emitidos de alto poder ionizante.
2. **Los rayos β** , debido a su mayor poder de penetración, en relación a los rayos α , y mayor poder ionizante que los rayos γ , causan mayores daños superficiales en la materia orgánica o viva, producen quemaduras sobre la piel y dañan los ojos de manera similar a los rayos ultravioleta, UV, del sol. Si la exposición a los rayos β es constante o prolongada, produce cáncer a la piel. Pero no llega a los órganos internos si no es por ingestión.
3. **Los rayos γ** , son los que causan mayor daños a la materia viva, pues llegan con facilidad a los órganos internos debido a su elevado poder de penetración. Causa quemaduras internas, producen esterilización y mutación de genes (al atacar al núcleo del ADN, alteran los cromosomas de una persona), por lo tanto sus descendientes serán anormales o deformes.

Los rayos γ producen náuseas, vómito y diarrea, pero si la dosis es alta sobrevendrá la muerte en cuestión de días. El daño provocado a las células por la radiación γ es acumulativo, por lo tanto, las dosis pequeñas durante un período largo de tiempo pueden ser tan dañinas como una dosis elevada en una sola vez. Debido a ello, la dosis de radiación absorbida por los trabajadores que laboran en centrales o laboratorios nucleares debe ser registrada cuidadosa y continuamente. Si una persona recibe mucha radiación por un período de tiempo mayor de lo especificado, debe ser retirado temporalmente del lugar.

Los rayos γ se emplean para destruir las células cancerosas, para ello se emplea el Co-60 mediante la técnica de "baños de cobalto". Más adelante, en radioisótopos, veremos otras aplicaciones de rayos γ .



Contador Geiger, aparato muy utilizado en medicina, minería, geología, industria, etc. para detectar radiaciones que emiten cuerpos materiales radiactivos

PRINCIPALES PARTÍCULAS IMPLICADAS EN FENÓMENOS NUCLEARES

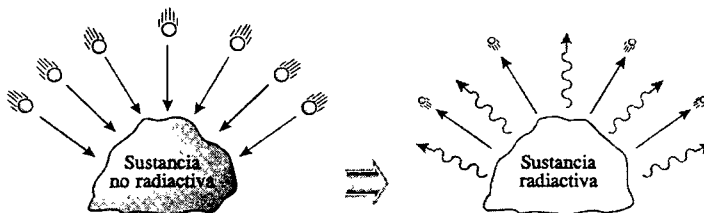
Partícula	Notación en ecuaciones nucleares	Notación simplificada
Alfa	${}_2\text{He}^4$	α
Electrón (beta negativo)	${}_1\beta^0$	$\beta^- (e^-)$
Positrón (beta positivo)	${}_{+1}\beta^0$	$\beta^+ (e^+)$
Deuterón	${}_1\text{H}^2$	d
Neutrino	${}_0\nu^0$	ν
Antineutrino	${}_0\bar{\nu}^0$	$\bar{\nu}$
Gamma (*)	${}_0\gamma^0$	γ

(*) Son paquetes energéticos (no son corpusculares), sin carga y con masa cero (en estado de reposo)

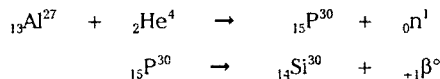
RADIATIVIDAD ARTIFICIAL O INDUCIDA

Es la descomposición espontánea de un **núcleo atómico artificial** inestable, con emisión de rayos β^- o rayos β^+ y rayos γ , si el núcleo es liviano; en núcleos pesados (transuránidos) se puede emitir rayos α , rayos β^- , rayos β^+ y rayos γ .

Figura 4.5 Conversión de una sustancia no radiactiva en radiactiva.



Fue descubierta por Irene Joliot - Curie (1934), hija de Pierre y Marie Curie. Al bombardear aluminio con rayos alfa obtuvo ${}_{15}\text{P}^{30}$, que es gran emisor de positrones (β^+), según:



En seguida, se obtuvieron isótopos de elementos ligeros, usando tipos de proyectiles distintos a los rayos alfa, como protones, deuterones y neutrones, que fueron lanzados contra núcleos de elementos ligeros como B, Mg, C, etc. Así se obtuvieron los radioisótopos ${}_6\text{C}^{11}$, ${}_7\text{N}^{13}$, ${}_{11}\text{Na}^{24}$, ${}_{14}\text{Si}^{28}$, etc. Los radioisótopos son isótopos radiactivos que en la actualidad tienen muchísimas aplicaciones.

¿Por qué sólo ciertos núcleos son inestables o radiactivos?

La respuesta a esta pregunta la encontramos en la teoría de estabilidad nuclear.

ESTABILIDAD NUCLEAR. Existen 272 núclidos estables que cumplen con las siguientes reglas de estabilidad nuclear:

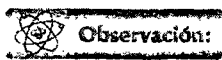
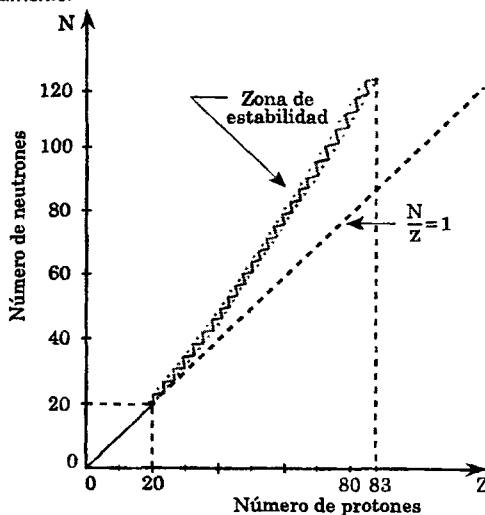
1. Un núcleo estable posee generalmente un número de par de protones y/o neutrones, así tenemos:

Z	N	Núclidos estables
par	par	160
par	impar	56
impar	par	52
impar	impar	4*
		Total = 272

* Se observa que sólo una cantidad mínima de núcleos (cuatro) que poseen número impar de neutrones y protones son estables, éstos son casos de excepción a la regla general mencionada.

2. Los núcleos cuya cantidad de protones o neutrones, sea: 2, 8, 20, 28, 50, 82 y 126, llamados "números mágicos", son los de mayor estabilidad.
3. Los núcleos con $Z > 83$ son inestables o radiactivos.
4. En la gráfica de N vs. Z, un núcleo estable se encuentra en la "zona o cinturón de estabilidad".
5. A mayor energía por nucleón, es mayor la estabilidad nuclear (ver energía de ligadura o enlace nuclear).

Figura 4.6 Cinturón o zona de estabilidad nuclear. Por encima de la banda de estabilidad, los núcleos inestables emiten rayos β^- , por debajo de la banda de estabilidad emiten rayos β^+ y los núcleos pesados ($Z > 83$) emiten rayos alfa, generalmente.



Observación:

1. Los núcleos ligeros ($Z \leq 20$) son estables generalmente cuando $\frac{N}{Z} = 1$, es decir cuando el número de neutrones es igual al número de protones.
2. Por encima y debajo de la banda o zona de estabilidad los núcleos son radiactivos.

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

De los siguientes átomos, ¿quiénes presentan núcleos estables?

- I. $^{56}_{24}\text{Fe}$ II. $^{60}_{27}\text{Co}$ III. $^{30}_{15}\text{P}$ IV. $^{24}_{12}\text{Mg}$

Resolución:

Se sabe que los núcleos inestables poseen número de protones y neutrones impares; en caso contrario, los núcleos serán estables.

- I. $\begin{cases} Z = 26 \\ N = 30 \end{cases}$ II. $\begin{cases} Z = 27 \\ N = 33 \end{cases}$ III. $\begin{cases} Z = 15 \\ N = 15 \end{cases}$ IV. $\begin{cases} Z = 12 \\ N = 12 \end{cases}$

Por lo tanto los núcleos estables serán: I y IV

Ejemplo 2

Un núcleo atómico es estable, cuando:

- I. $N = Z$, si $Z > 20$
- II. Pertenece a la banda de estabilidad
- III. Se encuentra por encima de la banda de estabilidad

Resolución:

- I. Falso, si $Z > 20$, los núcleos estables poseen $N > Z$
 - II. Verdadero, pertenece a la zona de estabilidad
 - III. Falso, porque sería un núcleo radiactivo.
- Luego la proposición correcta es la II.

REACCIONES NUCLEARES

Es la alteración del núcleo atómico, con emisión de partículas nucleares y energía nuclear, con la consiguiente formación de nuevos núcleos. Las reacciones nucleares pueden ser: de decaimiento radiactivo, reacciones por bombardeo (transmutación nuclear y fisión nuclear) y de fusión nuclear.

Las reacciones nucleares se representan simbólicamente mediante ecuaciones nucleares, donde se cumple el balance de número de masa y de carga nuclear.

Conservación de número de masa: $\sum A_{\text{reactantes}} = \sum A_{\text{productos}}$

Conservación de carga nuclear: $\sum Z_{\text{reactantes}} = \sum Z_{\text{productos}}$

La energía liberada en una reacción nuclear siempre se calculará mediante la siguiente ecuación de Albert Einstein: $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$

Comparación breve entre las reacciones químicas y reacciones nucleares.

Reacciones químicas	Reacciones nucleares
1. Sólo intervienen los electrones externos del átomo	1. Sólo intervienen los núcleos atómicos
2. Están involucradas pequeñas cantidades de energía (energía química)	2. Están involucradas grandes cantidades de energía (energía nuclear)
3. La velocidad de reacción esta influenciada por factores externos como la presión, la temperatura y los catalizadores.	3. La velocidad de reacción no está influenciada por factores externos como presión, temperatura y catalizadores
4. Los átomos reactantes no pierden su identidad.	4. Los átomos reactantes pierden su identidad, formando nuevos núcleos.

REACCIONES NUCLEARES DE DECAIMIENTO RADIACTIVO

Son procesos nucleares espontáneos, donde un núcleo inestable emite partículas nucleares o radiación electromagnética. Estas reacciones son de primer orden desde el punto de vista cinético, porque la velocidad de desintegración nuclear (V) es directamente proporcional a la cantidad de núcleos inestables presentes en la muestra radiactiva, según la siguiente expresión: $V = K \cdot N$

Donde:

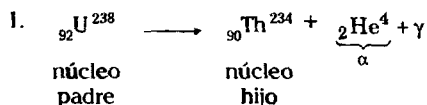
K = constante específica de velocidad de decaimiento, que es una propiedad intrínseca de cada tipo de núcleo inestable

N = número de núcleos presentes en la muestra radiactiva.

A su vez, el número de **núcleos radiactivos presentes** en la muestra es **directamente proporcional** al **número de centelleos** o **número de cuentas** por unidad de tiempo que se observa en un aparato detector de radiaciones.

1. EMISIÓN O DECAIMIENTO ALFA. Ocurre en núcleos pesados con carga nuclear (Z) mayor a 83 y número de masa mayor a 200.

Ejemplos:

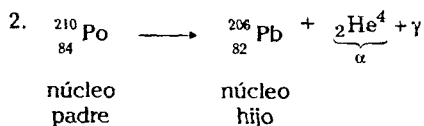


Conservación de número de masa:

$$238 = (234 + 4) \Rightarrow 238 = 238$$

Conservación de carga nuclear:

$$92 = (90 + 2) \Rightarrow 92 = 92$$

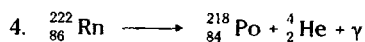
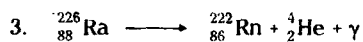


Conservación de número de masa:

$$210 = (206 + 4) \Rightarrow 210 = 210$$

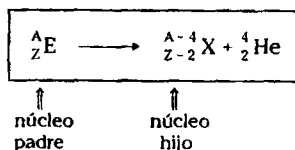
Conservación de carga nuclear:

$$84 = (82 + 2) \Rightarrow 84 = 84$$



Ley de Soddy - Fajans. Si un núcleo emite una partícula alfa, el nuevo núcleo (hijo) tiene número de masa 4 unidades menos y un número atómico 2 unidades menos que el núcleo padre.

En general:



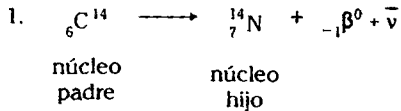
Observación:

El núcleo hijo se encuentra 2 casilleros antes en la Tabla Periódica, que el núcleo padre.

2. EMISIÓN O DECAIMIENTO BETA (β)

Llamada también *decaimiento radiactivo electrónico*, ocurre generalmente en núcleos inestables que se encuentran por encima de la banda de estabilidad, donde $N > Z$ (núcleos con exceso de número de neutrones)

Ejemplo:



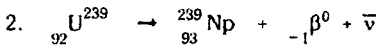
Se cumplen:

Conservación de número de masa:

$$14 = (14 + 0) \Rightarrow 14 = 14$$

Conservación de carga nuclear:

$$6 = (7 - 1) \Rightarrow 6 = 6$$



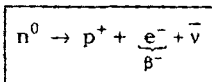
Se cumple:

$$239 = (239 + 0) \Rightarrow 239 = 239$$

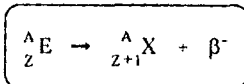
$$92 = (93 - 1) \Rightarrow 92 = 92$$


¿Cómo se originan los electrones (β⁻) y antineutrinos (ν̄) en el núcleo padre?

Como en el núcleo padre hay exceso de neutrones, entonces un neutrón se desintegra así:



El e⁻ sale como rayos β⁻ y ν̄ como energía; el protón se queda, aumentando Z en una unidad.



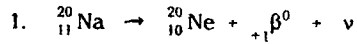
 **Observación:** El núcleo padre e hijo son **isóbaros**

Ley de Soddy - Fajans: Si un núcleo inestable emite una partícula beta negativa (β⁻), el nuevo núcleo tiene un número atómico mayor en una unidad y el número de masa igual, que el núcleo padre.

3. EMISIÓN POSITRÓNICA O BETA POSITIVO (β⁺)

Ocurre en la radiactividad artificial, generalmente en núcleos que se encuentran por debajo de la zona de estabilidad, donde el número de protones es mayor que el número de neutrones ($Z > N$)

Ejemplos:



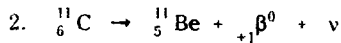
Se cumplen:

Conservación de número de masa:

$$20 = (20 + 0) \Rightarrow 20 = 20$$

Conservación de carga nuclear:

$$11 = (10 + 1) \Rightarrow 11 = 11$$

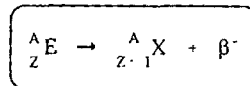


Se cumplen:

$$11 = (11 + 0) \Rightarrow 11 = 11$$

$$6 = (5 + 1) \Rightarrow 6 = 6$$

En general, la emisión positrónica sería representada así:

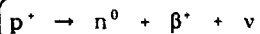


↑ ↑
 núcleo núcleo
 padre hijo

CONCLUSIÓN: El núcleo padre e hijo son **isóbaros**. El número atómico del hijo es menor en una unidad respecto al padre.

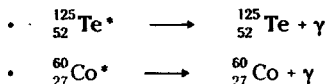
¿Cómo se origina el positrón (β^+) y el neutrino (ν)?

El positrón (β^+) o beta positivo se origina en el núcleo padre cuando un protón se desintegra en neutrón, positrón y neutrino (ν), así:



El β^+ sale junto con el neutrino, y el neutrón (n^0) se queda, compensando el p^+ desintegrado, por lo que el número de masa no varía.

4. **Emisión gamma (γ).** Se emite en todo núcleo excitado y de ese modo logra un estado de menor energía. La radiación gamma se produce como consecuencia de un reordenamiento de nucleones en el núcleo excitado. Como los rayos γ no poseen carga ni masa en reposo, el fenómeno ocurre sin cambio en el número de masa (A) y el número atómico (Z), así:



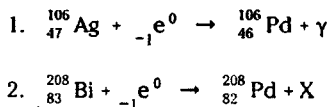
Otras emisiones o decaimientos

Son poco comunes, veamos:

1. **Captura electrónica (captura "K").**

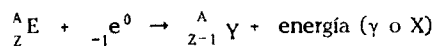
Consiste en que un núcleo atrapa un electrón del nivel más cercano (K), con la alteración de su estructura nuclear y emisión de rayos X, o en algunos casos, rayos γ .

Ejemplos:



En cada uno de los ejemplos, se está cumpliendo con la conservación de número de masa y conservación de carga. Los rayos γ y rayos X son energía pura, por lo tanto sus números de masa y carga son nulas.

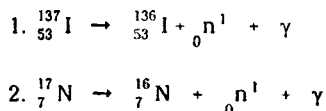
En general:



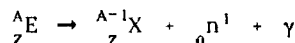
El número atómico del núcleo hijo es menor en una unidad que el núcleo padre y el número de masa no se altera, o sea, es igual que en la emisión positrónica.

2. **Emisión neutrónica.** Se efectúa en núcleos inestables con exceso de neutrones.

Ejemplos:



En general:



El núcleo padre e hijo son isótopos

Ejemplos aplicativos

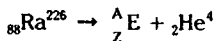
Ejemplo 1

El núcleo del radio (${}_{88}\text{Ra}^{226}$) emite una partícula alfa.

Hallar la diferencia entre el número másico y número atómico del núcleo hijo.

Resolución:

Planteamos la ecuación nuclear:



Conservación de número de masa:

$$226 = (A + 4) \Rightarrow A = 222$$

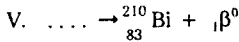
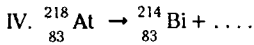
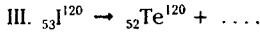
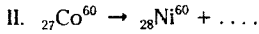
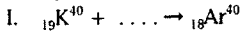
Conservación de carga nuclear:

$$88 = (Z + 2) \Rightarrow Z = 86$$

$$\therefore A - Z = 222 - 86 = 136$$

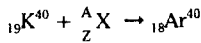
Ejemplo 2

Completar las siguientes ecuaciones nucleares:



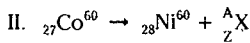
Resolución:

En cada caso, sólo haremos balance de A y Z



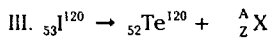
$$\begin{aligned} \blacktriangleright A &= 0 \\ Z &= -1 \end{aligned} \quad \therefore {}_Z^AX = {}_{-1}e^0$$

Se trata de captura electrónica



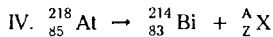
$$\blacktriangleright \begin{aligned} A &= 0 \\ Z &= -1 \end{aligned} \quad \therefore {}_Z^AX = {}_{-1}\beta^0$$

Se trata de emisión electrónica o beta negativa (β^-)



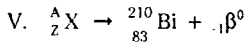
$$\blacktriangleright \begin{aligned} A &= 0 \\ Z &= +1 \end{aligned} \quad \therefore {}_Z^AX = {}_{+1}\beta^+$$

Se trata de emisión positrónica o beta positivo (β^+)



$$\blacktriangleright \begin{aligned} A &= 4 \\ Z &= 2 \end{aligned} \quad \therefore {}_Z^AX = {}_2\text{He}^4 = \alpha$$

Se trata de emisión alfa



$$\blacktriangleright \begin{aligned} A &= 210 \\ Z &= 82 \end{aligned} \quad \therefore {}_Z^AX = {}_{82}^{210}\text{Pb}$$

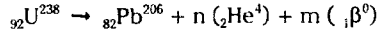
El núcleo padre es ${}_{82}^{210}\text{Pb}$

Ejemplo 3

El ${}_{92}\text{U}^{238}$ se transforma en ${}_{82}\text{Pb}^{206}$, emitiendo partículas alfa y beta. ¿Cuántas partículas alfa y beta en total emitió el núcleo de U-238?.

Resolución:

Sea la ecuación nuclear:



Realicemos el balance de A y Z para hallar "n" y "m" que son incógnitas:

$$238 = 206 + 4n + 0 \Rightarrow n = 8$$

$$92 = 82 + 2n - m$$

$$10 = 2(8) - m \Rightarrow m = 6$$

Se emitió 8 partículas alfa y 6 partículas beta.

Ejemplo 4

Si "E" es un núcleo ligero que se encuentra por encima de la banda de estabilidad, ¿qué tipo de radiación emitiría preferentemente?

Resolución:

Los núcleos ligeros que se encuentran por encima de la zona de estabilidad tienen exceso de neutrones ($\frac{N}{Z} > 1$), por lo tanto "E" emitirá rayos β^- preferentemente.

Ejemplo 5

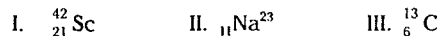
Los núcleos ligeros que se encuentran por debajo de la banda de estabilidad ($N/Z < 1$), ¿qué tipo de radiación emiten preferentemente?

Resolución:

Se sabe que los núcleos que se encuentran por debajo de la banda de estabilidad poseen exceso de protones, por lo tanto, emiten preferentemente radiación positrónica.

Ejemplo 6

¿Cuál es el núcleo relativamente más estable?



Resolución:

Según la regla de estabilidad nuclear, un núcleo será más estable si el # p^+ y # n^0 son pares; esto se presenta en el núcleo de calcio:

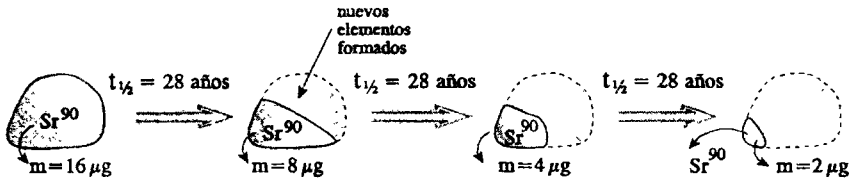
$${}_{20}\text{Ca} \Rightarrow \begin{cases} \#p^+ = 20 \\ \#n^0 = 20 \end{cases}$$

VIDA MEDIA O PERÍODO DE SEMIDESINTEGRACIÓN ($t_{1/2}$)

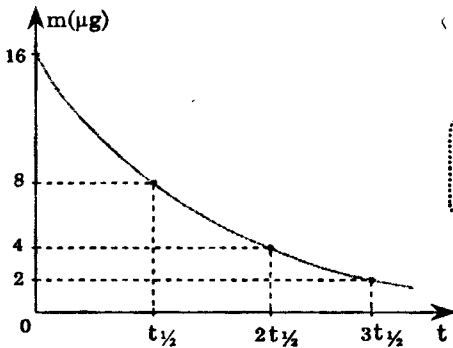
Es el tiempo necesario para que se desintegre la mitad de los núcleos radiactivos presentes en cierta muestra radiactiva. La cantidad de núcleos radiactivo presentes en una muestra, evidentemente, es proporcional a la masa (peso) de la muestra.

Veamos un ejemplo ilustrativo.

El tiempo de vida media ($t_{1/2}$) del radionúclido Sr^{90} es 28 años.



Si graficamos, tendríamos:



Observamos que, luego de cada 28 años, la masa del estroncio-90 se reduce a la mitad debido a que su vida media es 28 años.

¿Qué relación hay entre la masa inicial (m_i), masa final (m_f) y vida media?

Veamos el siguiente cuadro para deducir la relación pedida.

	masa	tiempo transcurrido(t)
$m_{\text{inicial}} \rightarrow$	m_i	0
↓	$\frac{m_i}{2}$	$t_{1/2}$
↓	$\frac{m_i}{2^2}$	$2 t_{1/2}$
↓	$\frac{m_i}{2^3}$	$3 t_{1/2}$
↓	\vdots	\vdots
↓	$\frac{m_i}{2^n}$	$(n) t_{1/2}$
$m_{\text{final}} \rightarrow$		↑ número de vidas medias o periodos

Se observa que luego de “n” periodos:

$$m_f = \frac{m_i}{2^n} \Rightarrow \boxed{\frac{m_i}{m_f} = 2^n} \dots\dots\dots (I)$$

t = tiempo total transcurrido hasta que la masa final sea igual a $\frac{m_i}{2^n}$ será:

$$t = n \times t_{1/2} \Rightarrow \boxed{n = \frac{t}{t_{1/2}}}$$

En lugar de masa inicial y masa final, se puede también representar por número de núcleos iniciales (N_0) y número de núcleos finales (N).

Así: $\boxed{\frac{N_0}{N} = 2^n} \dots\dots\dots (II)$

Utilizando como operador el logaritmo, las expresiones (I) y (II) se transforman en:

$$\log\left(\frac{m_i}{m_f}\right) = \frac{0,3 t}{t_{1/2}} \quad \log\left(\frac{N_0}{N}\right) = \frac{0,3 t}{t_{1/2}}$$

Cada radionúclido (radioisótopo) tiene una vida media característica, como apreciamos en la siguiente tabla:

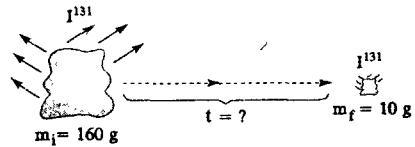
radionúclido	Vida media ($t_{1/2}$)
Tc - 99	6 horas
Tl - 201	74 horas
I - 131	8 días
P - 32	14,3 días
Co - 60	5,27 años
C - 14	5730 años
K - 40	$1,3 \times 10^9$ años
U - 238	$4,5 \times 10^9$ años

Ejemplo:

Se desintegra 160 g del radioisótopo I-131 cuya vida media es 8 días. Si la masa final del I-131 es de 10 g, hallar el tiempo transcurrido.

Dato: $\log 2 = 0,3$

Resolución:



1er. Método

$$t = n (8 \text{ días}) \dots\dots (1)$$

Se sabe:

$$m_f = \frac{m_i}{2^n} \Rightarrow 10g = \frac{160}{2^n} g \Rightarrow n=4$$

En (1)

$$t = 4 (8 \text{ días}) = 32 \text{ días}$$

2do. Método

$$\boxed{\log \frac{m_i}{m_f} = \frac{0,3 \times t}{t_{1/2}}} \dots\dots (2)$$

Reemplazando en (2)

$$\log \frac{160g}{10g} = \frac{0,3 \times t}{8 \text{ días}}$$

$$\log 2^4 = \frac{0,3 \times t}{8 \text{ días}} \Rightarrow 4(0,3) = \frac{0,3 \times t}{8 \text{ días}}$$

$$\therefore t = 32 \text{ días}$$

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

Se sabe que un cierto animal contiene $10 \mu g$ de C-14. En una caverna, se encontraron los huesos de un animal (de la misma especie) y por análisis se determinó que contenía $0,625 \mu g$ de C-14.

¿Cuál es la antigüedad de dicho resto fósil?

$$t_{1/2} (C-14) = 5730 \text{ años.}$$

Resolución:

Datos:

$$m_i = 10 \mu\text{g} ; m_f = 0,625 \mu\text{g} ; t_{1/2} = 5730 \text{ años}$$

$$t = n \times t_{1/2} \dots (1)$$

Calculemos el número de períodos (n)

Se sabe:

$$\frac{m_i}{m_f} = 2^n \Rightarrow \frac{10 \mu\text{g}}{0,625 \mu\text{g}} = 2^n \Rightarrow 2^4 = 2^n$$

$$\Rightarrow n = 4$$

Finalmente, calculamos el tiempo transcurrido o antigüedad del resto fósil.

 En (1): $t = 4 \times 5730 \text{ años}$

$$t = 22920 \text{ años}$$

Ejemplo 2

Los tratamientos con "baños de cobalto" que se emplean en medicina para detener ciertos tipos de cáncer se basan en la capacidad de los rayos gamma para destruir tejidos cancerosos. El Co-60 tiene una vida media de 5,27 años.

¿Qué masa de cobalto - 60 quedará luego de 15,81 años, si inicialmente se tenía 4 mg?

Resolución:

Datos:

$$m_i = 4 \text{ mg}$$

$$m_f = ?$$

$$t_{1/2} = 5,27 \text{ años}$$

$$t = 15,81 \text{ años}$$

Calculemos el número de períodos

$$n = \frac{t}{t_{1/2}} = \frac{15,81 \text{ años}}{5,27 \text{ años}} = 3$$

Calculemos la masa final

$$\frac{m_i}{m_f} = 2^n \Rightarrow m_f = \frac{m_i}{2^n} = \frac{4 \text{ mg}}{2^3} = 0,5 \text{ mg}$$

$$\therefore m_f = 0,5 \text{ mg}$$

Ejemplo 3

Un radioisótopo experimenta desintegración beta y emisión γ . Si transcurrida 50 horas, de una muestra de 4 gramos se han desintegrado 3,875 g. ¿Cuál es la vida media de dicho radioisótopo?

Resolución:

Datos:

$$m_i = 4 \text{ g}$$

$$m_f = 4 \text{ g} - 3,875 \text{ g} = 0,125 \text{ g}$$

$$t = 50 \text{ horas} \quad t_{1/2} = ?$$

Determinemos el número de vidas medias

Se sabe:

$$\frac{m_i}{m_f} = 2^n \Rightarrow \frac{4 \text{ g}}{0,125 \text{ g}} = 2^n \Rightarrow 2^5 = 2^n \quad \therefore n = 5$$

Finalmente calculemos el tiempo de vida media:

$$t_{1/2} = \frac{t}{n} = \frac{50 \text{ h}}{5} = 10 \text{ h} \Rightarrow t_{1/2} = 10 \text{ horas}$$

Ejemplo 4

El estroncio-90 tiene una vida media de 28 años; si se analizó una muestra en 1980 y se encontró que emitía 240 cuentas por minuto, ¿en qué año la misma muestra emitirá 30 cuentas por minuto? ¿Cuánto quedaría del Sr-90 original?

Resolución:

Por teoría sabemos que el número de cuentas o número de centelleos por minuto es directamente proporcional al número de núcleos radiactivos presentes en la muestra, por lo tanto:

$$\text{Núcleos iniciales} = N_0 = 240 \text{ K'}$$

$$\text{Núcleos finales} = N = 30 \text{ K'}$$

Donde: K' = constante de proporcionalidad

$$\text{Se sabe: } \frac{N_0}{N} = 2^n \Rightarrow \frac{240 \text{ K'}}{30 \text{ K'}} = 2^n$$

$$2^3 = 2^n \Rightarrow n = 3$$

Luego:

$$n = \frac{t}{t_{1/2}} \Rightarrow t = 3 \times 28 \text{ años} = 84 \text{ años transcurridos}$$

apartir del 1980

Entonces, el año en el cual la emisión es 30 cuentas / minutos será: 1980 + 84 = 2064
Calculemos ahora la fracción de Sr-90 que aún quedan en el año 2064

$$\frac{m_i}{m_f} = 2^3 \Rightarrow m_f = \frac{1}{8} m_i < > 12,5 \% \text{ de } m_i$$

Es decir, sólo quedará el 12,5 % de la masa inicial

APLICACIONES DE RADIOISÓTOPOS (Radionúclidos)

Se emplean en la investigación química, física, biológica, médica e industrial (materiales de fabricación, petróleo, metalúrgica, etc) principalmente. Las ventajas principales del uso de radionúclidos en la investigación son:

- a) La posibilidad de ser fácilmente detectables en cantidades muy pequeñas mediante el uso de instrumentos adecuados, como por ejemplo el contador Geiger.
- b) Su reactividad química es idéntica a los isótopos estables o comunes del elemento.
- c) Su radiación causa daños severos en las células que se dividen rápidamente, como por ejemplo, las células cancerosas y las células del sistema reproductor.

I. EN AGRICULTURA.

La radiación gamma (γ) se irradia sobre las semillas para producir mutaciones genéticas y así obtener variedades nuevas y mejoradas. También se somete a radiación las semillas para que sean más resistentes a las enfermedades, y así las plantas crezcan más saludables y vigorosas, incrementándose la productividad de las cosechas.

La preservación de alimentos mediante radiación es otra aplicación benéfica. El alimento irradiado con radiación γ y β (de Co-60 y Cs-137) se puede almacenar por períodos largos, debido a que los microorganismos que pudieran causar daño son destruidos con las radiaciones.

II. TRAZADORES ISOTÓPICOS.

Los compuestos que contienen un radionúclido se dice que son trazadores o señaladores; cuando se suministran estos compuestos a plantas o animales, se puede rastrear o trazar el movimiento del núclido a través del organismo mediante el uso de un contador Geiger o algún otro detector de radiaciones. Así:

1. Se determinó el mecanismo de la reacción de fotosíntesis: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{luz}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$
Utilizando el $^{14}\text{CO}_2$ radiactivo que se inyectó en algas verdes.
 2. Se determinó la velocidad de ingestión de fósforo por las plantas usando compuestos de P-32.
 3. Se calculó la absorción de hierro por la hemoglobina de la sangre utilizando el Fe-59.
 4. Se determinó la acumulación de yodo en la glándula tiroides con I-131
- En química, los usos son muy amplios y variados.

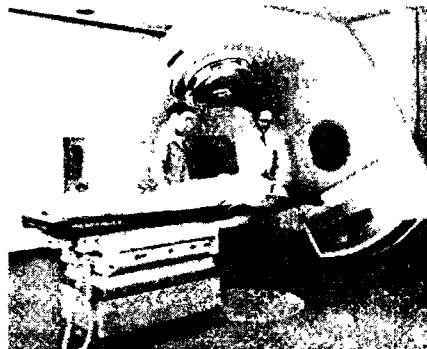
III. CONTROL DE PLAGAS.

Con la técnica radiológica, se han eliminado y en algunos casos se han controlado al mínimo las moscas gusaneras. Los rayos γ atacan el sistema reproductor de moscas macho y los esteriliza, de ese modo no pueden reproducirse. Así se evita actualmente el uso desmesurado de insecticidas y plaguicidas en general, ya que estas sustancias químicas resultan ser fuentes de contaminación ambiental.

IV. DIAGNÓSTICO

Se emplean normalmente los trazadores en el diagnóstico médico. El radionúclido debe tener vida media corta y ser emisor γ . Los más comunes son:

1. I-131: se emplea para determinar la deficiencia de funcionamiento de la glándula tiroides.
2. Tl-201: sirve para detectar si el tejido cardiaco ha muerto después de un ataque al corazón y si la sangre fluye libremente a través de los conductos coronarios.
3. C-11: sirve para detectar zonas enfermas del cerebro, con la técnica de la tomografía.
4. As-74: se emplea para localizar tumores cerebrales.
5. Tc-99: sirve para obtener imágenes y detectar males del hígado, pulmón, páncreas, etc. mediante la técnica de gammagrafía.



Tratamiento de tumores o tejidos malignos, mediante un dosis adecuada de radiación gamma que procede de una bomba de cobalto (Co-60).

V. RADIOTERAPIA.

Consiste en el tratamiento de ciertas enfermedades haciendo uso de ciertos radioisótopos.

El Co-60 y Cs-137, que son emisores beta (β) gamma (γ), se emplean para combatir células cancerosas, mediante las técnicas de baños de cobalto. Las radiaciones gamma (γ) atacan principalmente a las células que se dividen más o reproducen más (células cancerosas) y muy poco a células normales.

El I-131 se emplea para combatir el hipertiroidismo.

El P-32 se emplea para el tratamiento de la leucemia.

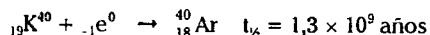
VI. FECHADO O DATACIÓN.

Haciendo uso de la definición de vida media ($t_{1/2}$) de los radioisótopos, es posible calcular la antigüedad de los restos fósiles, minerales y plantas (ver problemas de aplicación de vida media).

El C^{14} , se emplea para determinar antigüedades de materiales fósiles y especímenes arqueológicos hasta 50 000 años de antigüedad. Más allá de este límite no es confiable. Mientras el animal o planta está vivo, la cantidad de C^{14} permanece inalterable debido a que se repone mediante el proceso de la respiración y fotosíntesis, con el $^{14}CO_2$. El C^{14} se forma por la acción de los neutrones que provienen de rayos cósmicos que interactúan con el nitrógeno del aire, tal como se muestra mediante la siguiente reacción nuclear:



El método de K-Ar, permite calcular antigüedades entre 50 000 y 10^6 años.

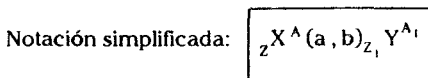
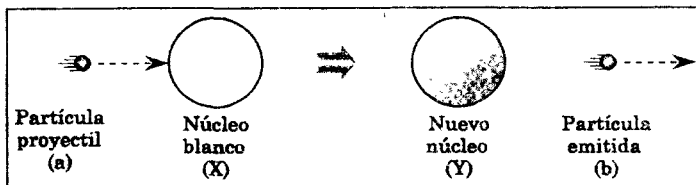


El método de U-Pb, se emplea para minerales terrestres o de otros planetas, con antigüedades de varios millones de años ($t_{1/2}$ de U^{238} es de $4,5 \times 10^9$ años)

TRANSMUTACIÓN NUCLEAR.

Consiste en obtener nuevos núcleos estables o inestables a partir de núcleos específicos (“núcleos blancos”), para ello se utilizan como “proyectiles” otros núcleos o partículas simples (neutrones, protones, deuterones, rayos alfa, etc.)

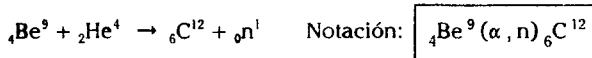
Figura 4.7 Esquema general de transmutación nuclear. Una partícula proyectil impacta en el núcleo blanco, éste se desestabiliza y emite una partícula nuclear acompañada de energía, generándose luego un nuevo núcleo.



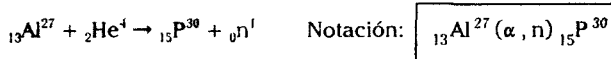
La primera transmutación nuclear la realizó E. Rutherford (1919), quien al bombardear gas nitrógeno con radiación alfa obtuvo un isótopo del oxígeno y protón (${}_1H^1$). El proceso se representa mediante la siguiente ecuación nuclear:



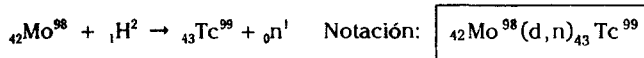
Luego, en 1932, J. Chadwick descubrió el neutrón por transmutación de ${}_4Be^9$ a ${}_6C^{12}$; para ello bombardeó una lámina de berilio con rayos alfa (${}_2He^4$), la ecuación nuclear que representa dicho proceso es la siguiente:



Posteriormente (en 1934), Irene Curie descubrió la radioactividad artificial, por transmutación de ${}_{13}Al^{27}$ a ${}_{15}P^{30}$, cuya ecuación nuclear es:



En 1937, C. Perrier y E. Segre lograron sintetizar el primer elemento artificial (tecnecio) al bombardear núcleos de molibdeno con deuterones; así:





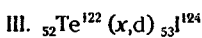
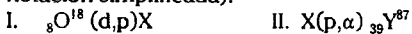
Por transmutación nuclear se han obtenido los elementos transuránidos; todos ellos son artificiales. Veamos algunos ejemplos:

Z	Nombre	Símbolo	Reacción nuclear de síntesis
93	neptunio	Np	${}_{92}^{238}\text{U} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{93}^{239}\text{Np} + -1\beta^0$
94	plutonio	Pu	${}_{93}^{239}\text{Np} \rightarrow {}_{94}^{239}\text{Pu} + -1\beta^0$
95	americio	Am	${}_{94}^{239}\text{Pu} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{95}^{240}\text{Am} + -1\beta^0$
96	curio	Cm	${}_{94}^{239}\text{Pu} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{96}^{242}\text{Cm} + {}_0^1\text{n}$
97	berquelio	Bk	${}_{95}^{242}\text{Am} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{97}^{245}\text{Bk} + {}_0^1\text{n}$
98	californio	Cf	${}_{96}^{242}\text{Cm} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{98}^{245}\text{Cf} + {}_0^1\text{n}$
99	einsteinio	Es	${}_{92}^{238}\text{U} + 15 {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{99}^{253}\text{Es} + 7 -1\beta^0$
100	fermio	Fm	${}_{92}^{238}\text{U} + 17 {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{100}^{255}\text{Fm} + 8 -1\beta^0$
101	mendelevio	Md	${}_{99}^{253}\text{Es} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{101}^{256}\text{Md} + {}_0^1\text{n}$
102	nobelio	No	${}_{96}^{246}\text{Cm} + {}_6^{12}\text{C} \rightarrow {}_{102}^{254}\text{No} + 4 {}_0^1\text{n}$
103	laurencio	Lr	${}_{98}^{252}\text{Cf} + {}_5^{10}\text{B} \rightarrow {}_{103}^{257}\text{Lr} + 5 {}_0^1\text{n}$
104	rutherfordio	Rf	${}_{98}^{249}\text{Cf} + {}_6^{12}\text{C} \rightarrow {}_{104}^{257}\text{Rf} + 4 {}_0^1\text{n}$
105	hahnio	Ha	${}_{98}^{249}\text{Cf} + {}_7^{15}\text{N} \rightarrow {}_{105}^{260}\text{Ha} + 4 {}_0^1\text{n}$

Las partículas con carga (+) que actúan como "proyectiles", como por ejemplo " α ", deuterón, protón y otros núcleos más pesados, son acelerados en unos aparatos llamados **ciclotrones**, a las partículas negativas (-), en **betatrones**; y a los neutrones no se los acelera, al contrario se les frenan con parafinas, agua pesada (D_2O) o grafito, para que tengan energía cinética apropiada. Los neutrones veloces no producen ninguna alteración en el núcleo donde inciden.

Ejercicio:

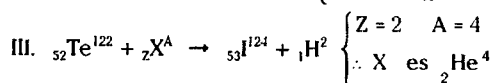
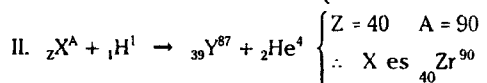
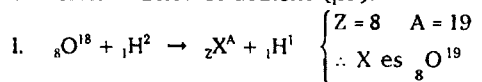
Determinar la partícula o núcleo desconocido (X) en las siguientes reacciones nucleares (se da la notación simplificada).



Resolución:

Primero, debemos escribir la ecuación nuclear, luego, balanceando número de masa y número atómico, identificaremos "X" en cada caso.

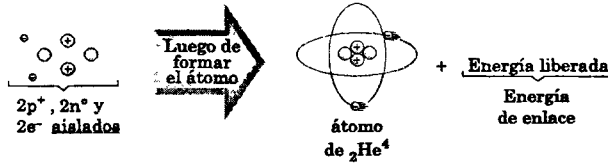
También debemos indicar que "d" es símbolo de deuterón o núcleo de deuterio (H^2).



ENERGÍA DE ENLACE NUCLEAR, ENERGÍA DE LIGADURA O ENERGÍA DE EMPAQUETAMIENTO NUCLEAR.

Es la energía necesaria para separar los nucleones (protones y neutrones); o la energía necesaria para vencer las fuerzas de repulsión y mantener tan "apretados" a los nucleones en un volumen tan pequeño.

Figura 4.8 La masa del átomo es menor que la suma de las masas de sus partículas subatómicas aisladas; la diferencia de masas se llama "defecto de masa", que equivale a una cierta energía según Einstein, y ésta se llama energía de enlace.



¿Cómo se evalúa la energía liberada o energía de enlace?

Aplicando la relación masa-energía de Albert Einstein

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

En base a la figura anterior, veamos un ejemplo ilustrativo, para ello comparemos la masa de partículas aisladas con la masa atómica de ${}^4_2\text{He}$, evaluada experimentalmente.

Evaluamos primero la masa total de los nucleones aislados:

$$\begin{aligned} \text{masa de } (2p^+ + 2n^0) &= 2 \times 1,00732 \text{ u.m.a} + 2 \times 1,00866 \text{ u.m.a} \\ &= 4,03196 \text{ u.m.a} \quad \diamond \text{ mayor masa} \end{aligned}$$

La masa atómica experimental del isótopo ${}^4_2\text{He}$ = 4,002 u.m.a \diamond menor masa

Evaluamos ahora la diferencia de masas:

$$\Delta m = 4,03196 - 4,002 \approx 0,03 \text{ u.m.a} \quad \diamond \text{ se llama defecto de masa}$$

Aplicando la ecuación de Einstein evaluamos la energía de enlace:

$$\Delta E = 0,03 \times 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} \times (3 \times 10^{10} \text{ cm/s})^2 = 4,47 \times 10^5 \text{ ergios}$$

También podemos evaluar esta energía en otras unidades de energía como Megaelectronvoltio (MeV.), mediante la siguiente equivalencia: 1 u.m.a \leftrightarrow 931 MeV.

$$\Delta E = 0,03 \text{ u.m.a.} \times \frac{931 \text{ MeV.}}{1 \text{ u.m.a}} = 27,93 \text{ MeV.} \approx 28 \text{ MeV.}$$

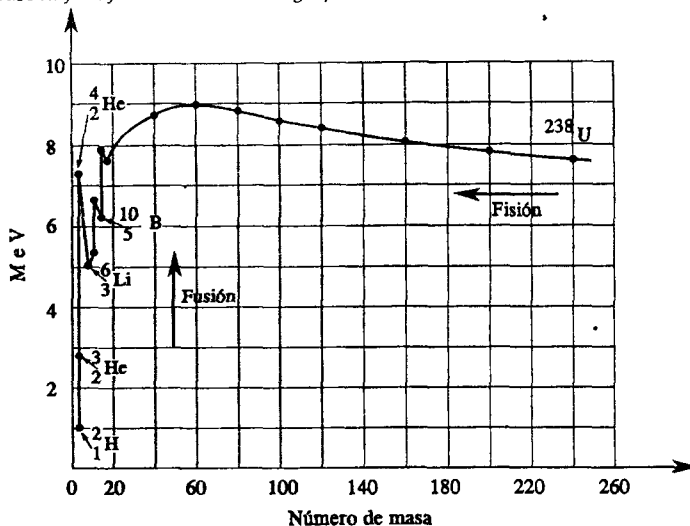
La **energía de enlace por nucleón**, se obtiene dividiendo la **energía de enlace** entre el número de nucleones (número de masa). Para el ${}^4_2\text{He}$ sería:

$$\frac{E}{\text{nucleón}} = \frac{28 \text{ MeV.}}{4} = 7 \text{ MeV./nucleón}$$

Cuando la **energía de enlace por nucleón** es muy grande, el núcleo atómico es muy estable. Esta es una de las condiciones que debe cumplir un isótopo estable.

A continuación se muestra la gráfica de variación de **E/nucleón** Vs **número de masa (A)**

Figura 4.9 Energía media de enlace por núcleo, en función del número de masa. Se observa que con núcleos de número de masa (A) cercanos a 60 las energías de ligaduras son máximas, correspondiendo a núcleos muy estables. También notamos que por fusión de núcleos ligeros se libera mayor energía que por fisión de núcleos pesados, ya que en el primer caso hay mayor variación de energía por nucleón.



FISIÓN NUCLEAR.

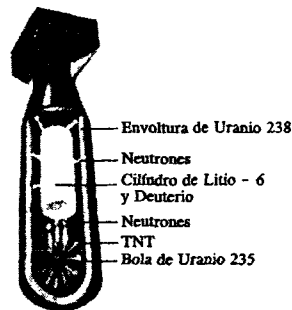
Llamada también **escisión nuclear**, consiste en que un núcleo pesado se rompe generando dos núcleos ligeros radiactivos o inestables, una gran energía (energía nuclear) en forma de calor y radiación principalmente, y neutrones de alta energía cinética.

La **fisión nuclear** tuvo como punto de partida en los experimentos de Enrico Fermi (1934) en la universidad de Roma, Italia, que consistió en el bombardeo del uranio natural con neutrones lentos, obtuvo así muchos núclidos artificiales de elementos transuránidos.

En 1938, los químicos alemanes **Otto Hahn y Fritz Strassmann** repitieron el experimento de E. Fermi y **descubrieron un nuevo fenómeno: FISIÓN NUCLEAR**. Demostraron que del uranio natural, sólo uno de sus isótopos, el menos abundante, U-235, era fisiónable según la siguiente reacción nuclear:

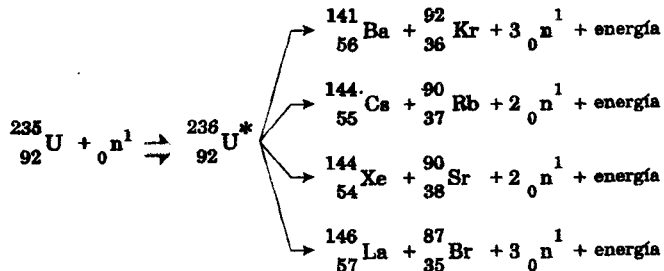


Los científicos de Europa y América entendieron pronto dos aspectos importantes, que tuvieron consecuencias monumentales, para el mundo: (1) la variación de masa (Δm) en fisión es muy grande, por lo tanto según la ecuación de Einstein ($\Delta E = \Delta m \cdot c^2$) generaría una energía descomunal y (2) mediante una reacción rápida en cadena generaría una poderosa energía destructiva. De ese modo el mundo ingreso a la era nuclear.



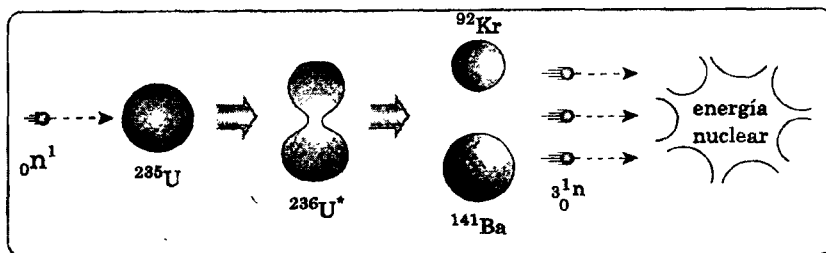
Diseño de una bomba de hidrógeno. La explosión de TNT produce energía para provocar la fisión nuclear de U²³⁵ y la energía nuclear generada sirve para provocar la fusión nuclear, que termina en una gran explosión. La bomba de hidrógeno es el arma nuclear mas poderosa que se conoce actualmente.


Los físicos americanos comprobaron que sólo el isótopo más ligero del uranio, U-235, es fisionable y los productos eran muy variados y además radiactivos (complejos): así:



Actualmente, se utilizan como núcleos fisionables al U²³⁵, Pu²³⁹ y U²³³, éstos dos últimos son artificiales y se obtienen en los “reactores de cría”.

Figura 4.10 Esquema para la fisión nuclear. Un neutrón lento o térmico incide sobre un núcleo fisionable, generándose un núcleo inestable; éste se fracciona generando nuevos núcleos ligeros radiactivos, neutrones veloces y energía nuclear.



 **Observación:** El ²³⁶U* es un núcleo altamente inestable que sólo dura fracción de segundos, para luego desintegrarse tal como muestra la figura 4.10.

La energía nuclear de fisión es muy grande comparado con la energía que se obtiene de los combustibles fósiles comunes. Actualmente la energía nuclear de fisión tiene múltiples usos:

Con **finés pacíficos**, se emplea para generar energía eléctrica de gran potencia; en motores atómicos (empleadas en buques y submarinos ultramodernos de alto tonelaje y muy veloces); en baterías atómicas, que se emplean en vuelos espaciales de investigación científica, etc.

Con **finés bélicos** o destructivos, para fabricar todo tipo de armas nucleares, como por ejemplo, la bomba atómica. La bomba atómica que destruyó la ciudad japonesa de Hiroshima (6 de agosto de 1945) fue en base al U-235, de una potencia de 20 000 toneladas de trinitrotolueno (TNT) o 20 kilotones, y la bomba atómica que explotó en Nagasaki (13 de agosto de 1945) fue en base al Pu-239 y de 20 kilotones.

Reacción en cadena. Son reacciones de fisión nuclear autosostenidas provocadas por neutrones lentos. Estas reacciones ocurren en una bomba atómica y en una central nuclear de fisión.

Los neutrones veloces son frenados por grafito o agua pesada (D_2O), y en forma de neutrones lentos generan nuevas fisiones en progresión geométrica en cuestión de segundos, que pronto da como resultado una explosión. La masa mínima de U-235 o Pu-239 para que se inicie la reacción en cadena se llama **masa crítica**, por lo tanto, si la masa fisionable de una muestra es menor a la masa crítica (**masa subcrítica**) no se producirá la reacción en cadena.

Figura 4.11 La reacción en cadena es iniciada por un neutrón lento y termina en una explosión en el caso de una arma nuclear.

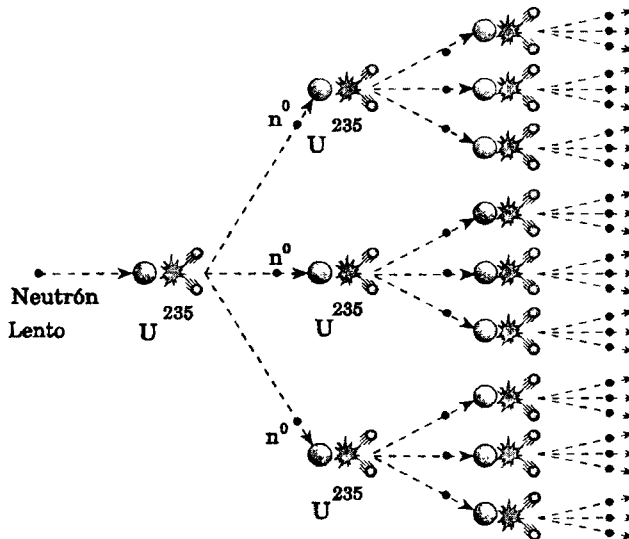
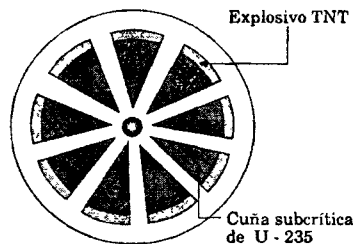
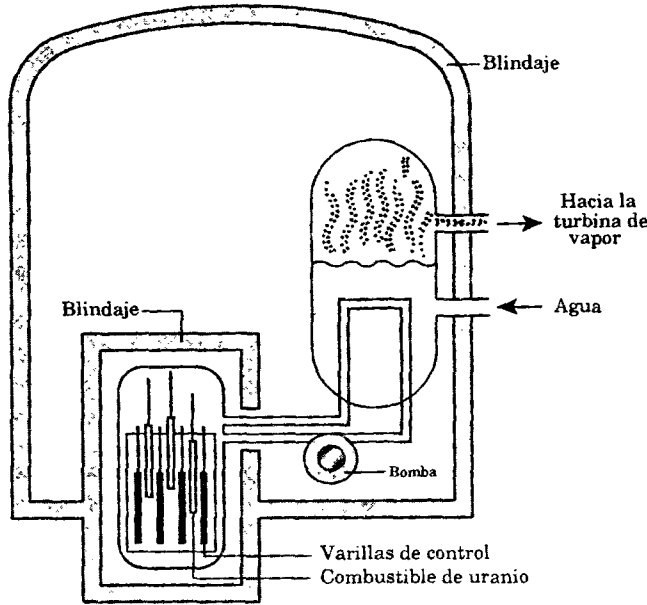


Figura 4.12 Esquema de la sección transversal de una bomba atómica. Primero se detonan los explosivos de TNT; esta explosión ejerce una fuerza enorme sobre las masas subcríticas (forma de cuña) que permite la unión de éstas para formar una masa superior a la masa crítica y se inicia la reacción en cadena.



Las siglas TNT proviene de trinitrotolueno, un compuesto orgánico, que es un poderoso explosivo mucho más fuerte que la dinamita.

Figura 4.13 Diagrama esquemático de un reactor de fisión nuclear. El proceso de fisión se controla con barras de cadmio o de boro (el Cd o B son sustancias que absorben neutrones veloces). El calor generado en el proceso se usa para producir vapor de agua que llega a la turbina a alta presión y de ese modo generar electricidad de alta potencia.

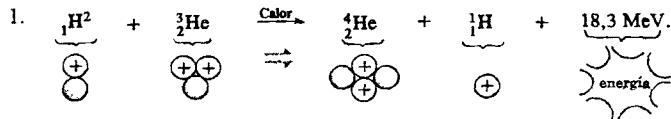


Es común encontrar reactores de fisión nuclear en casi todos los países desarrollados para producir energía eléctrica de alta potencia .

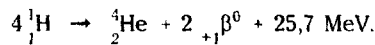
3. FUSIÓN NUCLEAR (reacción termonuclear). Consiste en juntar núcleos ligeros para obtener núcleos pesados, con la consiguiente generación de energía nuclear y emisión de partículas nucleares.

El proceso se lleva a cabo a temperaturas muy altas ($\geq 10\ 000\ 000^\circ\text{C}$ generalmente) y presiones altas, bajo estas condiciones los reactantes se encuentran en estado plasmático y se efectúa la fusión.

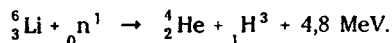
Ejemplos:



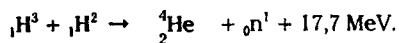
2. Reacción de fusión que ocurre en el Sol y otras estrellas.



3. Las reacciones posibles en una bomba de hidrógeno (bomba "H") son:



El tritio formado reacciona a continuación con deuterio, según:



El neutrón liberado vuelve a incidir sobre el litio, completándose el ciclo.

La temperatura promedio en el sol es de 14 000 000 °C (14 millones de °C), por lo tanto la reacción de fusión es natural.

La temperatura elevada necesaria para la fusión en un bomba de hidrógeno se logra previa explosión de una bomba atómica.

La energía nuclear de fusión es mucho mayor que la de fisión, por lo tanto una bomba de hidrógeno es 1 000 veces mas mortífera que una bomba atómica.

COMPARACIONES ENTRE LA FISIÓN Y FUSIÓN NUCLEAR

a) Fisión nuclear

Ventajas:

Tecnológicamente, es relativamente fácil implementar y controlar una planta nuclear de fisión, debido a ello existen muchas plantas nucleares en países desarrollados e incluso en algunos países en vías de desarrollo. Es indudable que la energía de fisión es mucho mayor que la energía obtenida de combustibles fósiles (carbón, petróleo, gas natural, etc.).

Desventajas:

1. El combustible U-235 es muy escaso (en el uranio natural sólo hay un 0,7 %) y los artificiales (Pu-239 y U-233) se obtienen en "reactores de cría" con tecnología alta y con un costo muy elevado, que sólo está al alcance de países ricos.
2. Deja residuos radiactivos, por lo tanto es fuente de contaminación ambiental con radiaciones a corto y largo plazo.
3. Una planta nuclear no es muy segura para los trabajadores y la población en general, así lo demuestran los accidentes ocurridos en MILE-ISLAND (EE.UU.) y CHERNOBYL (Rusia).

b) Fusión nuclear

Ventajas:

1. Deja muy pocos productos radiactivos de vida media muy corta, por lo tanto es un proceso "limpio" desde el punto de vista de la contaminación ambiental.
2. El combustible es abundante (${}^1_1\text{H}$ y ${}^2_1\text{H}$ principalmente, que se encuentran en el agua) e inagotable, por lo tanto barato.
3. No sería peligroso una planta nuclear de fusión, pues no hay posibilidad de que la reacción quede fuera de control.
4. La fusión genera mayor energía que la fisión.

Desventajas:

Tecnológicamente es muy difícil implementar y poner en funcionamiento una planta nuclear a base de fusión, pues no existen actualmente materiales que resistan a temperaturas muy elevadas (muchos millones de °C) para contener los combustibles en estado plasmático. Se espera que a mediados del siglo XXI haya plantas nucleares de fusión experimentales en operación.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

El fenómeno de la radioactividad fue descubierto en forma casual por:

- A) Marie Skłodowska
- B) Pierre Curie
- C) E. Rutherford
- D) P. Villard
- E) H. Becquerel

Resolución:

El fenómeno de la radioactividad fue descubierto por el físico francés Henri Becquerel (1896). Paúl Villard (1900) identificó los rayos γ .

Rpta: E

Problema 2

¿Qué se entiende por radioactividad natural?

- A) La descomposición espontánea del átomo del radio.
- B) La descomposición espontánea del núcleo de un átomo.
- C) Una reacción espontánea que libera electrones y energía del átomo.
- D) La emisión de átomos de radio de alta penetrabilidad.
- E) Una reacción química violenta que libera gran cantidad de energía nuclear.

Resolución:

La radioactividad natural es la descomposición espontánea del núcleo atómico de un radioisótopo, con emisión de partículas nucleares y energía electromagnética.

Rpta: B

Problema 3

Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. La radioactividad artificial fue descubierta por Irene Curie al bombardear con rayos alfa núcleos de átomos pesados.
- II. El radio y polonio fueron descubiertos como elementos radioactivos por Marie y Pierre Curie.
- III. Los rayos alfa tienen mayor ángulo de desviación debido a su mayor carga, dentro de un campo eléctrico.

Resolución:

Analicemos cada afirmación:

- I. **Falsa**, Irene Curie descubrió la radioactividad artificial al bombardear núcleos de **átomos ligeros** (B, Al, C, etc) con rayos alfa.
- II. **Verdadera**, los esposos Curie descubrieron el radio y el polonio.
- III. **Falsa**, en un campo eléctrico o magnético, los rayos alfa se desvían menos debido a su mayor masa.

Rpta: FVF

Problema 4

Las radiaciones que emanan de elementos radioactivos que dañan profundamente la materia orgánica, e incluso producen mutación genética se llaman:

- A) Rayos alfa
- B) Rayos beta
- C) Rayos gamma
- D) Rayos cósmicos
- E) Rayos corpusculares

Resolución:

Las radiaciones más peligrosas, con gran poder de penetración y que producen mutación genética en las células vivas son los rayos gamma (γ).

Rpta: C

Problema 5

Dada las siguientes afirmaciones:

- I. Los rayos alfa tienen mayor poder de ionización.
- II. Los rayos beta son menos veloces que los rayos gamma.
- III. Los rayos gamma no poseen carga ni masa en reposo.
- IV. Los rayos beta son un flujo de electrones que salen de la envoltura del núcleo a una gran velocidad.

Es (son) incorrecta (s)



Resolución:

- I. Es verdadera, según poder ionizante:
 $\alpha > \beta > \gamma$
- II. Es verdadera, según velocidad:
 $\gamma > \beta > \alpha$
- III. Es verdadera, porque los rayos γ es una radiación electromagnética.
- IV. Es falso, los rayos beta son electrones que se originan en el núcleo atómico, según:
 ${}^0_0n^1 \rightarrow p^+ + \beta^- + \text{energía}$

Rpta: Sólo IV

Problema 6

¿Cuál de los siguientes núclidos es el más estable?

- A) ${}_6C^{11}$ B) ${}_{11}Na^{24}$ C) ${}_{53}I^{131}$
D) ${}_8O^{17}$ E) ${}_8O^{16}$

Resolución:

Según una de las reglas de la estabilidad nuclear, un núclido es estable si el número de protones y/o neutrones es un número par; y el único que cumple esto es: ${}_8O^{16} \Rightarrow 8p^+ + 8n^0$

Rpta: E

Problema 7

Según los daños causados a la materia viviente (efecto biológico) por parte de las radiaciones, ordenar de mayor a menor efecto nocivo causado:

- A) Rayos α , rayos β , rayos γ
- B) Rayos γ , rayos β , rayos α
- C) Rayos γ , rayos α , rayos β
- D) Rayos β , rayos α , rayos γ
- E) Rayos β , rayos γ , rayos α

Resolución:

El efecto nocivo de las radiaciones sobre la materia viva es **directamente** proporcional al poder energético (poder de penetración):

$$\gamma > \beta > \alpha$$

Rpta: B

Problema 8

Los siguientes núclidos son inestables (radionúclidos) y sólo uno emite radiación alfa; señale cual:

- A) ${}_{27}Co^{60}$ B) ${}_1H^3$ C) ${}_2He^5$
D) ${}_{90}Th^{230}$ E) ${}_{28}Ni^{61}$

Resolución:

En un radionúclido inestable, la emisión alfa ocurre normalmente en núcleos pesados ($Z > 83$); sería el caso de ${}_{90}Th^{230}$.

Rpta: D

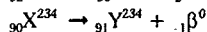
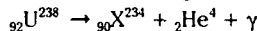
Problema 9

El núcleo inestable ${}_{92}U^{238}$ emite espontáneamente una partícula alfa, dando un núcleo X, quien a su vez emite una partícula β^- originando un núcleo Y. Se pide calcular el número atómico y másico de Y y X

- A) X : 92 y 238 ; Y : 91 y 238
- B) X : 90 y 234 ; Y : 91 y 234
- C) X : 88 y 236 ; Y : 89 y 236
- D) X : 90 y 234 ; Y : 91 y 235
- E) X : 90, 236 ; Y : 91 y 236

Resolución:

Planteamos las siguientes reacciones nucleares.



$$\Leftrightarrow \text{Para X: } Z = 90 \quad A = 234$$

$$\text{y para Y: } Z = 91 \quad A = 234$$

Rpta: B

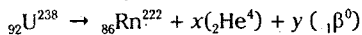
Problema 10

¿Cuántos y qué tipo de isótopos o partículas debería perder el núcleo del ${}_{92}U^{238}$ para obtener ${}_{86}Rn^{222}$?

- A) 4 deuterones y 2 partículas β^-
- B) 4 partículas β^- y 2 partículas α
- C) 8 deuterones y 10 partículas β^-
- D) 2 partículas β^- y 4 partículas α
- E) 6 partículas β^- y 4 partículas α

Resolución:

Se sabe que el uranio es un elemento radioactivo natural, por lo tanto emite radiaciones α , β y γ . Planteamos la siguiente ecuación nuclear y por balance de número de masa y carga hallamos el número de partículas α y β emitidas (x e y)



$$92 = 86 + 2x - y \dots\dots\dots (1)$$

$$238 = 222 + 4x + 0 \dots\dots\dots (2)$$

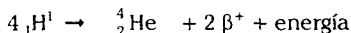
De (2): $x = 4$

En (1): $92 = 86 + 8 - y \Rightarrow y = 2$

Rpta: D

Problema 11

La reacción total en uno de los mecanismos (ciclo protón - protón), que se considera responsable de la energía del Sol es:



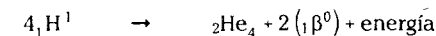
Calcular la energía desprendida por cada núcleo de helio formado.

Datos: masas isotópicas

$\text{H} = 1,00782 \text{ u.m.a.}$ $\text{He} = 4,0026 \text{ u.m.a.}$

Resolución:

Planteamos la ecuación nuclear para analizar la variación de masa:



$4(1,00782 \text{ u.m.a.}) \quad 4,0026 \text{ u.m.a.}$

$\Delta m = 4,0313 - 4,0026 = 0,0287 \text{ u.m.a.}$

Transformando a energía teniendo en cuenta que $1 \text{ u.m.a.} = 931 \text{ MeV}$. tenemos:

$\Delta E = 0,0287(931 \text{ MeV}) = 26,72 \text{ MeV}$.

Esta energía también se puede evaluar aplicando la siguiente ecuación: $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$

Rpta: D

Problema 12

Respecto a las aplicaciones de radioisótopos en la agricultura, es incorrecto afirmar:

- A) Con radiación γ se controlan las moscas gusaneras.
- B) Con radiación γ se obtienen nuevas variedades de semillas.
- C) Las semillas previamente sometidas a radiación crecen más saludables y dan mayor producción.
- D) En algunos casos, las radiaciones sustituyen al agua.
- E) El Co-60 y Cs-137 son utilizados con mayor frecuencia en la técnica radiológica.

Resolución:

Las radiaciones γ y β que emplea la técnica radiológica en la agricultura moderna, no sustituyen jamás las necesidades del agua por parte de las plantas.

Rpta: D

Problema 13

Respecto a aplicaciones de radioisótopos.

- I. Como señaladores o trazadores, se emplean en medicina, química, biología, etc.
- II. En el fechado, el C-14 permite calcular antigüedades de restos fósiles hasta 10 000 años como máximo.
- III. Las radiaciones γ permiten tomar placas fotográficas internas de los metales y aleaciones, y de ese modo permiten detectar fallas internas.

Es (son) incorrecta (s)

Resolución:

- I Es verdadera.
- II Es falsa, el carbono C-14 permite calcular antigüedades hasta 50 000 años.
- III Es verdadera, es una de las grandes aplicaciones en la industria metalmeccánica.

Rpta: II

Problema 14

Señalar verdadero (V) o falso (F), respecto a las aplicaciones de radionúclidos en la medicina.

- I. Se usan para destruir células cancerosas (baños de cobalto)
- II. El Tl-201 se emplea para detectar enfermedades del corazón.
- III. El I-131 se emplea para combatir el hipertiroidismo.
- IV. El As-74 se emplea para localizar tumores cerebrales.

Resolución:

Cada una de las afirmaciones son correctas. En forma detallada y clasificada se encuentran en la parte teórica, en aplicaciones de radioisótopos en medicina.

Rpta: VVVV

Problema 15

La reacción en cadena o autosostenida se presenta en:

- A) Fusión nuclear
- B) Radioactividad natural
- C) Fisión nuclear
- D) Transmutación nuclear
- E) Radioactividad artificial

Resolución:

La reacción en cadena se presenta en la fisión nuclear. Una vez iniciada la reacción es muy difícil controlarla. Los accidentes de los reactores nucleares de Chernobyl (Rusia) e Isla Mile (EE.UU.) así lo demuestran.

Rpta: C

Problema 16

De las siguientes proposiciones:

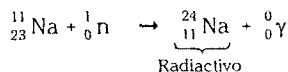
- I. Las reacciones tipos (n, γ) se emplean para producir gran variedad de radioisótopos
- II. La técnica radiológica emplea radiaciones gamma para la conservación de alimentos

- III. Los compuestos marcados con fósforo - 32 se usan en fertilizantes inorgánicos para investigación agrícola en forma de superfosfato - p³²
- IV. El cobalto - 60 es un radioisótopo usado ampliamente debido a que produce energía gamma alta, similar a rayos X (energía equivalente a 2 MeV.)

Son correctas:

Resolución:

- I. Es verdadera



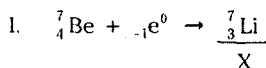
- II. Es verdadera, se emplea para conservar tubérculos, frutos de exportación, semillas, etc.
- III. Es verdadera, se emplea como trazador para saber cómo se fija el fósforo de los fertilizantes en las plantas.
- IV. Es verdadera, se emplea para destruir células cancerosas, para producir mutación genética, destruir moscas gusaneras, etc.

Rpta: I, II, III y IV

Problema 17

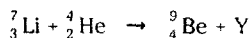
Identificar "y" en base a las reacciones nucleares que se indican:

- I. ${}_{4}^{7}\text{Be} + \text{electrón} \rightarrow \text{X}$
- II. $\text{X}(\alpha, y) {}_{4}^{9}\text{Be}$

Resolución:


- II. $\text{X}(\alpha, y) {}_{4}^{9}\text{Be}$

En forma de ecuación nuclear



Mediante el balance de número de masa y carga, obtenemos: $\text{Y} = {}_{1}^{2}\text{H}$

Problema 18

Indicar verdadero (V) o falso (F) las siguientes proposiciones:

- I. La radiactividad de un compuesto de uranio es natural
- II. Existe una probabilidad de capturar un neutrino mediante un protón
- III. El núcleo ${}_{23}^{52}\text{V}$ es un núcleo muy estable
- IV. La serie de desintegración del uranio - 238 corresponde a $(4n+2)$, donde "n" es entero.

Resolución:

- I. Es verdadera, el uranio es elemento radiactivo natural.
- II. Es falsa, el protón puede capturar un electrón y no un neutrino, según: $p + \text{electrón} \rightarrow n$
- III. Es falsa, el ${}_{23}\text{V}^{52}$ tiene exceso de neutrones respecto al número de protones, por lo tanto es emisor beta.
- IV. Es verdadera
 ${}^{238}\text{U} \rightarrow 238 = 4n + 2$

$$\Rightarrow n = 59 \text{ (número entero)}$$

Es decir, el número másico de cada isótopo en la serie esta dado por $4n+2$, donde n es entero.

Rpta: VFFV

Problema 19

Se tiene 300 g de núcleo ${}_{35}^{84}\text{Br}$, el cual es un emisor beta. Su tiempo de vida media es 32 minutos. Si en el proceso se emiten $3N_A$ electrones. ¿Durante qué tiempo se emiten los electrones?

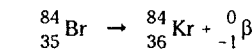
Datos:

$$\log 6,25 = 0,8$$

$N_A = \text{número de Avogadro} = 1 \text{ mol}$

Resolución:

La reacción nuclear es:



$$m_i = 300 \text{ g}$$

La ecuación nuclear nos indica que un mol de bromo (84 g) produce un mol de electrones (β) luego planteamos la siguiente regla de tres simple:

$$\left. \begin{array}{l} 84 \text{ g Br} \rightarrow 1 \text{ mol e}^- \\ x \rightarrow 3 \text{ mol e}^- \end{array} \right\} x = 252 \text{ g}$$

La masa final es

$$m_f = 300 \text{ g} - 252 \text{ g} = 48 \text{ g}$$

Se pide calcular el tiempo transcurrido (t) usando:

$$\log \left(\frac{m_i}{m_f} \right) = \frac{0,3t}{t_{1/2}} \Rightarrow \log \left(\frac{300 \text{ g}}{48 \text{ g}} \right) = \frac{0,3t}{t_{1/2}}$$

$$\log 6,25 = \frac{0,3t}{t_{1/2}} \Rightarrow 0,8 = \frac{0,3t}{32 \text{ min}}$$

$$\Rightarrow t = 85,3 \text{ min}$$

Problema 20

Dados los siguientes núclidos:

- I. ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ II. ${}_{2}^4\text{He}$ III. ${}_{11}^{22}\text{Na}$

Indique el orden creciente a su inestabilidad

Resolución:

Los núcleos son más inestables si el número de protones y neutrones son impares

- I. $\begin{cases} 17 \text{ p} \\ 18 \text{ n} \end{cases}$ II. $\begin{cases} 2 \text{ p} \\ 2 \text{ n} \end{cases}$ III. $\begin{cases} 11 \text{ p} \\ 11 \text{ n} \end{cases}$

Rpta: II, I y III

Problema 21

Durante el viaje del Apolo 11 a la Luna en 1969, se extrajeron muestras de la superficie lunar, una de estas rocas contenía 80 % de Ar-40 y 20 % de K-40. ¿Qué tiempo ha transcurrido desde que se formó el suelo lunar?

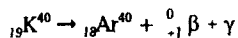
Vida media del K - 40 es $1,2 \times 10^9$ años

Resolución:

Podemos considerar una masa inicial de K-40 igual a 100 g, luego su masa final es 20 g, siendo la masa desintegrada de K-40 igual a $100 - 20 = 80\text{g}$, que es la masa de Ar-40 encontrada.



Esto se confirma mediante la siguiente ecuación nuclear



Luego al reemplazar en:

$$m_t = \frac{m_i}{2^n} \rightarrow 20 \text{ g} = \frac{100 \text{ g}}{2^n} \rightarrow 2^n = 5$$

$$n \times \log 2 = \log 5 \Rightarrow n = \frac{0,7}{0,3} = 7/3$$

$$\text{Pero: } n = \frac{\text{tiempo}}{\text{vida media}}$$

$$\Rightarrow \text{tiempo} = (7/3) (1,2 \times 10^9)$$

$$\therefore t = 2,8 \times 10^9 \text{ años}$$

Problema 22

En 1922, el arqueólogo norteamericano Carter encontró intacta la tumba del faraón Tutankamon. Los huesos del faraón tienen una radiactividad de carbono - 14, que es 0,67 veces la correspondiente a los huesos de una persona viva. ¿Aproximadamente hace cuántos años antes de nuestra era, existió el faraón?

Vida media del carbono - 14 = 5730 años

Datos:

$$\log 2 = 0,3 \quad ; \quad \log 1,49 = 0,17$$

Resolución:

La cantidad de radiactividad es directamente proporcional a la masa de carbono - 14 presente, al reemplazar en:

$$m_t = \frac{m_i}{2^n} \rightarrow 0,67 m_i = \frac{m_i}{2^n} \rightarrow 2^n = 1/0,67 = 1,49$$

Tomando logaritmos

$$n \times \log 2 = \log 1,49 \Rightarrow n = \frac{0,17}{0,3} = 0,57$$

$$\text{Pero: } t = n \times t_{1/2}$$

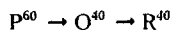
$$\therefore \text{ tiempo} = (0,57) (5730 \text{ años}) = 3266 \text{ años}$$

Como fue encontrado en 1922:

El faraón existió en $(3266 - 1922) = 1344 \text{ años}$

Problema 23

Tomando en cuenta la siguiente serie de desintegración radiactiva



Si P y Q posee vidas medias de 15 y 10 segundos respectivamente. ¿Cuál es la masa de R⁴⁰ al cabo de 30 segundos si la masa inicial de P⁶⁰ es 4 gramos?

Resolución:

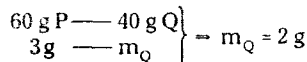
En primer lugar, determinamos la masa de P⁶⁰ al cabo de 30 segundos:

$$m_t = \frac{m_i}{2^n} \rightarrow m_t = \frac{4 \text{ g}}{2^{30/15}} = 1 \text{ g}$$

Luego la masa desintegrada de P⁶⁰ es:

$$m_d = 4 \text{ g} - 1 \text{ g} = 3 \text{ g}$$

La relación de la masa de P⁶⁰ que se transforma a Q⁴⁰ según la ecuación nuclear P⁶⁰ → Q⁴⁰ es:



Luego de que Q⁴⁰ se desintegra en 30 segundos, la masa final es:

$$m_t = \frac{m_i}{2^n} \rightarrow m_t = \frac{2 \text{ g}}{2^{30/10}} = \frac{2}{8} \text{ g}$$

La masa desintegrada de Q⁴⁰ es $2 - 2/8 = 14/8 \text{ g}$

La masa formada de R⁴⁰ según la ecuación nuclear Q⁴⁰ → R⁴⁰

Es igual a la masa de Q⁴⁰ desintegrada, es decir

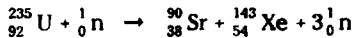
$$\frac{14}{8} \text{ g} = 1,75 \text{ g R}^{40}$$

Problema 24

¿Cuál (es) de la (s) siguiente (s) proposiciones acerca de la fisión nuclear es (son) correcta (s)?

- I. Es la base de la bomba atómica, cuyo impacto ambiental es muy grave debido a que genera la "lluvia radioactiva".
- II. En Chernobyl (Rusia), en abril de 1986, debido a un accidente explotó parte de un reactor de fisión nuclear

- III. Es una reacción en cadena, en la cual los neutrones liberados y luego frenados para lograr neutrones lentos, generan nuevas fisiones de los núcleos de uranio contenidos en la masa crítica.
- IV. El único núcleo fisiónable de importancia práctica es el uranio-235. Una de sus reacciones es:



Resolución:

Analizando cada proposición, tenemos:

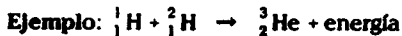
- I. Es correcta, porque los productos de fisión son radioactivos, como por ejemplo: Sr^{90} , ${}^{143}\text{Xe}$, ${}^{92}\text{Kr}$, ${}^{141}\text{Ba}$, etc. que son liberados en el aire para formar así la "lluvia radiactiva", que es fuente de contaminación duradera.
- II. Es falsa, porque hubo explosión de reactores de fisión nuclear que contenían uranio - 235 y Pu-239.
- III. Es correcta, porque el núcleo de uranio - 235 captura un neutrón lento y se dividen en 2 núcleos de menor masa, con emisión de 2 a 3 neutrones por cada núcleo fisionado, que en forma de neutrones lentos producen nuevas fisiones y de ese modo se lleva a cabo la reacción en cadena.
- IV. Es falso, porque el radioisótopo artificial plutonio -239, también es un núcleo fisiónable muy usado en plantas nucleares.



Problema 25

Respecto al proceso de fusión nuclear, podemos afirmar que es incorrecto:

- I. Consiste en la unión de núcleos atómicos de hidrógeno, helio y litio.



- II. Experimentalmente, Pons y Fleischmann comprobaron que se puede desarrollar la fusión nuclear en frío, con aplicación de la tecnología actual.

- III. Es un proceso termonuclear que se lleva a cabo a altas temperaturas. En forma natural se lleva a cabo en el sol y otras estrellas.
- IV. La bomba de hidrógeno tiene como mecanismo previo la explosión de una bomba atómica para lograr la energía necesaria y efectuar la fusión nuclear de hidrógeno, litio.

Resolución:

Analizando las proposiciones tenemos:

- I. Es correcta, porque la fusión nuclear es la unión de núcleos ligeros, principalmente de hidrógeno y litio.
- II. Es falsa, porque dicho experimento desarrollado en 1989 por Stanley Pons y Martín Fleischmann, no se ha repetido con éxito en otros laboratorios científicos.
- III. Es correcta, porque la fusión nuclear requiere de temperaturas muy altas para producirse y la energía que se libera es mucho mayor que en la fisión nuclear
- IV. Es correcta, la explosión de la bomba atómica activa los núcleos ligeros para la fusión y ésta a su vez, libera mucho más energía.



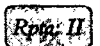
Problema 26

Señalar la relación(es) incorrecta(s)

- I. Mayor estabilidad nuclear: mayor energía por nucleón
- II. Neutrones veloces: fisión nuclear
- III. Fisión y fusión: reacciones exotérmicas
- IV. Bomba de H: fisión y fusión nuclear

Resolución:

Los neutrones veloces no provocan fisión nuclear.



PROBLEMAS PROPUESTOS

La radiactividad artificial, que actualmente tiene aplicaciones muy importantes en medicina, biología, química, etc. fue descubierta por:

- A) Thomson B) Becquerel
C) Rutherford
D) Marie Curie E) Irene Curie - Joliot

Indique el número de partículas α , β^- y β^+ emitidas hipotéticamente en la desintegración total de ${}_{88}\text{Ra}^{224}$ para transformarse en ${}_{82}\text{Pb}^{208}$ si la emisión positrónica es la mitad de la electrónica. En el orden señalado.

- A) 4 ; 1 ; 2 B) 6 ; 6 ; 3 C) 4 ; 4 ; 2
D) 6 ; 3 ; 6 E) 4 ; 2 ; 1

La vida media del C-14 es 5730 años.

Respecto a las siguientes proposiciones:

- I. Si se tiene 10 mg iniciales, luego de 11 460 años se tendrá 2,5 mg de C-14 desintegrados.
II. Luego de 3 períodos se habrá desintegrado $7/8$ de la masa inicial.
III. Si inicialmente había 200 millones de núcleos, luego de 5 730 años quedará 100 millones.

Es (son) correcta (s)

- A) II y III B) I y II C) I y III
D) Sólo III E) Sólo II

Uno de los siete isótopos naturales del Yterbio ($Z=70$) es ${}_{70}\text{Y}^{170}$. ¿Cuál es la energía de enlace por nucleón para el ${}_{70}\text{Y}^{170}$? Masas atómicas en una(u) son

$${}^1_0\text{n}^1 = 1,00867 \text{ uma} \quad {}^1_1\text{H}^1 = 1,00762 \text{ uma}$$

$${}_{70}\text{Y}^{170} = 169,9349 \text{ uma}$$

- A) 4,9 MeV. / nucleón
B) 7,5 MeV. / nucleón
C) 8,1 MeV. / nucleón
D) 8,7 MeV. / nucleón
E) $1,4 \times 10^3$ MeV. / nucleón

5. Indique el número de neutrones de un núcleo inestable si emite 3 núcleos de tritio (${}^3_1\text{H}$) y el nuevo núcleo emite un positrón, formando un núcleo final que es ${}_{88}\text{Ra}^{220}$

- A) 147 B) 127 C) 146
D) 136 E) 137

6. El Sr-90 es gran emisor β^- con una vida media de 28 años. Si inicialmente había 40 mg y al final constatamos que se han formado 10 mg de nuevo núcleo.

¿Qué tiempo ha transcurrido?

Dato: $\log 2 = 0,3$ y $\log 3 = 0,48$

- A) 11,2 años B) 10 años C) 15 años
D) 12,44 años E) 10,40 años

7. Si el tiempo de semidesintegración del P-30 es 3 minutos, ¿cuánto quedará de la muestra de 160 mg de P-30 después de 12 minutos?

- A) 20 mg B) 15 mg C) 12 mg
D) 10 mg E) 30 mg

8. Señalar la relación incorrecta respecto al radioisótopo y su aplicación:

- A) K-40: determinar antigüedades mayores a 50 mil años.
B) C^{11} : detectar enfermedades del cerebro.
C) P-32: tratamiento de cáncer al pulmón.
D) Tc-99: gammagrafía
E) C-14: determinar el mecanismo de la fotosíntesis

9. Respecto a la fusión y fisión nuclear.
- I. Ambas son termonucleares
 - II. La fusión libera mayor energía que la fisión.
 - III. Por fisión se genera la energía solar.
 - IV. La bomba de hidrógeno se fundamenta en la fusión nuclear.
- Es (son) incorrecta(s)

- A) I y II B) III y IV C) II y III
D) I y IV E) I y III

10. Señalar la afirmación incorrecta

- A) La fisión nuclear genera contaminación ambiental, con radioisótopos
- B) La fusión nuclear no produce "basura radioactiva"
- C) Tecnológicamente es relativamente más fácil implementar una planta nuclear de fusión.
- D) Los insumos para la fisión son muy escasos y costosos.
- E) Los insumos para la fusión son abundantes y baratos.

11. El ${}_{92}\text{U}^{238}$ se convierte en ${}_{88}\text{Ra}^{226}$ luego de emisiones alfa y beta. ¿Cuántas partículas alfa y beta se han emitido respectivamente?.

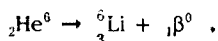
- A) 4 ; 2 B) 3 ; 2 C) 4 ; 4
D) 3 ; 3 E) 2 ; 4

12. Indique el nombre de los siguientes fenómenos nucleares y dé la suma de las partículas que faltan para balancear.

- I. ${}_{19}\text{K}^{40} + \dots \rightarrow {}_{18}\text{Ar}^{40}$
- II. ${}_{92}\text{U}^{235} + {}_0^1\text{n}^1 \rightarrow {}_{36}\text{Kr} + {}_{56}\text{Ba} + \dots$

- A) Decaimiento β^+ ; fisión nuclear; 4
- B) Decaimiento β^- ; fisión nuclear; 4
- C) Captura electrónica; fisión nuclear; 3
- D) Captura electrónica; fisión nuclear; 3
- E) Captura electrónica; fisión nuclear; 4

13. Calcular la energía cinética máxima de los electrones emitidos (β^-) en la desintegración radiactiva del ${}^6_2\text{He}$, según



Datos: masas atómicas

$${}^6_2\text{He} = 6,0189 \text{ uma.}$$

$${}^3_3\text{Li} = 6,0151 \text{ uma.}$$

- A) 3,53 MeV. B) 2,89 MeV. C) 4,51 MeV.
D) 3,8 MeV. E) 5,4 MeV.

14. En cuanto a las diferencias entre una reacción nuclear y una reacción química.
- I. Se generan nuevos elementos; no pueden producirse nuevos elementos.
 - II. Participan partículas del núcleo; sólo participan por lo general electrones externos.
 - III. La velocidad de reacción depende de factores externos; no dependen de factores externos (P, T, etc.).

Es (son) correcto (s)

- A) I y III B) I y II C) II y III
D) Sólo I E) Sólo II

15. No pertenece al campo de estudio de la química nuclear:

- A) Radioactividad natural
- B) Transmutación nuclear
- C) Fisión nuclear
- D) Rayos catódicos
- E) Reacción termonuclear



16. El Co-60 es un gran emisor β^- y rayos γ , se emplea para el tratamiento del cáncer. $t_{1/2} = 5,27$ años. Entonces lo incorrecto es:
- A) Un núcleo de Co-60 se logra desintegrar en 2 mitades en 5,27 años.
B) Si se tiene 20 mg iniciales, luego de 15,81 años se tendrá 2,5 mg de Co-60.
C) Si inicialmente una muestra contiene 2 billones de núcleos, luego de 5,27 años quedan un billón de núcleos de Co-60.
D) Luego de 2 períodos, se habrá desintegrado 3/4 de la masa inicial.
E) Al calentar, la vida media no varía.
17. El Pu-239 se sintetiza en los "reactores de cría". ¿Cuál de los siguientes reacciones debe corresponder a la producción de Pu-239?
- A) ${}_{94}\text{Pu}^{238}$ (d, p)
B) ${}_{95}\text{Am}^{243}$ (d, p)
C) ${}_{96}\text{Cf}^{242}$ (n, α)
D) ${}_{92}\text{U}^{238}$ (α , 3n)
E) Hay más de una reacción indicada
18. El torio - 231 es el producto de una emisión alfa, y es radiactivo, emitiendo radiaciones beta. Indique el núcleo padre del ${}_{90}\text{Th}^{231}$ y el producto hijo de la desintegración del ${}_{90}\text{Th}^{231}$, respectivamente.
- A) ${}_{92}\text{U}^{235}$; ${}_{91}\text{Pa}^{231}$
B) ${}_{94}\text{Pu}^{236}$; ${}_{89}\text{Ac}^{231}$
C) ${}_{91}\text{Pa}^{235}$; ${}_{92}\text{Pa}^{231}$
D) ${}_{93}\text{Np}^{235}$; ${}_{92}\text{U}^{231}$
E) Hay mas de una solución indicada
19. El isótopo radiactivo tritio, ${}^3\text{H}$, tiene una vida media de 12,3 años. Estime la edad de una muestra de cierto whisky escocés que contiene tritio en una cantidad que es 0,4 veces de la cantidad inicial (al momento que se fabricó el whisky).
- A) 18,2 años B) 16,4 años C) 20,2 años
D) 12,8 años E) 15,2 años
20. ¿Cuál de las afirmaciones corresponde a las reglas de estabilidad nuclear?
- I. El número de protones y/o neutrones debe ser par.
II. Mínima energía de enlace por nucleón.
III. Encontrarse en la banda de estabilidad.
- A) Sólo I B) I y III C) I, II y III
D) I y II E) II y III
21. Respecto a las aplicaciones de los radioisótopos, no corresponde:
- A) El radioisótopo cobalto - 60 se usa en radioterapia para controlar el cáncer con rayos gamma
B) El oxígeno - 18 se usa para determinar el mecanismo de reacción en la fotosíntesis.
C) El radio isótopo Na - 24 se usa para detectar males del corazón
D) El potasio - 40 se usa para calcular la edad de la tierra
E) El tritio se usa para detectar fallas internas en los materiales metálicos
22. Se suministra a un paciente enfermo de la tiroides, una dosis de $10 \mu\text{g}$ de yodo - 131 en forma de yoduro de sodio acuoso. Al cabo de 17 días. ¿Qué cantidad de núcleos de I-131 aún permanecen?
- Datos:
 $t_{1/2} = 8,5$ días $1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23}$
- A) $2,3 \cdot 10^8$ B) $1,15 \cdot 10^{16}$ C) $2,3 \cdot 10^{16}$
D) $1,15 \cdot 10^8$ E) 131

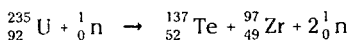
23. Una reacción de desintegración nuclear es de primer orden y se transforma el 30 % durante 35 minutos. ¿Qué porcentaje de reactivo queda al cabo de 5 horas?

Dato: $\ln 1,43 = 0,35$; $\log 1,43 = 0,155$

- A) 22 % B) 52,5 % C) 62,5 %
 D) 4,7 % E) 10 %

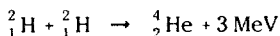
24. Con respecto a las reacciones nucleares de fusión y fisión, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda

I. Es una reacción de fisión:



II. La fisión nuclear se controla con barras recubiertas con cadmio, el cual absorbe neutrones

III. Un ejemplo de reacción termonuclear es:



IV. La producción de energía nuclear de fusión es importante en la industria privada

- A) VVVF B) FFVV C) VVFF
 D) VFVF E) FFVV

25. La masa isotópica del ${}_{23}\text{Ni}^{58}$ es igual a 57,953 u.m.a. ¿Cuál es la energía de enlace por nucleón de este núclido?

Datos:

1 p = 1,008 uma
 1 n = 1,009 uma

- A) 868 MeV. B) 302 MeV. C) 186 MeV.
 D) 403 MeV. E) 508,3 MeV.

26. Uno de los núcleos más estables es el Mn-55 (Z=25), siendo su masa nuclidica igual a 54,938 uma. Determinar su energía total de ligadura y la energía de ligadura media por nucleón respectivamente.

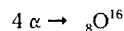
Dato:

Masa de:

protón = 1,00 783 uma
 neutrón = 1,00 867 uma
 1 uma = 931 MeV.

- A) 482 Mev y 8,77 Mev
 B) 248 Mev y 7,88 Mev
 C) 145 Mev y 7,86 Mev
 D) 485 Mev y 4,88 Mev
 E) 148 Mev y 6,88 Mev

27. Calcular la cantidad de calor liberado cuando 4moles de helio se convierten en oxígeno según:

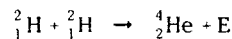


Siendo las masas isotópicas del ${}_8\text{O}^{16}$ y ${}_2\text{He}^4$, 15,99491 y 4,0026 uma respectivamente.

1 cal = $4,18 \times 10^7$ erg

- A) $3,34 \times 10^{11}$ cal B) $6,34 \times 10^{10}$ cal
 C) $3,43 \times 10^{10}$ cal
 D) $6,43 \times 10^{11}$ cal E) $9,41 \times 10^{11}$ cal

28. En el núcleo del sol se presenta la reacción de fusión:



Hallar la energía liberada en Mev.

Datos:

${}_1^2\text{H} = 2,02$ uma ${}_2^4\text{He} = 4,01$ uma
 1 uma = 931 Mev

- A) 27,93 B) 16,08 C) 15,2
 D) 25,02 E) 40,02

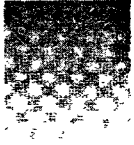
CLAVES

Capítulo

IV

- | | |
|-------|-------|
| 01. E | 15. C |
| 02. C | 16. A |
| 03. A | 17. E |
| 04. C | 18. A |
| 05. E | 19. B |
| 06. A | 20. D |
| 07. D | 21. D |
| 08. C | 22. D |
| 09. E | 23. D |
| 10. C | 24. A |
| 11. B | 25. A |
| 12. E | 26. A |
| 13. A | 27. A |
| 14. B | 28. A |





V

CAPÍTULO

Estructura Atómica II



A.



B.



C.

- A. **Louis Victor de Broglie**, físico francés, planteó la teoría de la dualidad de la materia, que es uno de los principios fundamentales de la mecánica cuántica, debido a ello fue galardonado con el premio Nobel en 1929.
- B. **Werner Karl Heisenberg**, físico alemán, planteó el Principio de Incertidumbre o de indeterminación, que es otro de los grandes principios de la mecánica cuántica y definió el orbital atómico. Por sus grandes aportes a la física teórica recibió el premio Nobel de 1932.
- C. **Erwin Schrödinger** (1887-1961); Físico austriaco, en 1926 dio a conocer su famosa teoría de la mecánica ondulatoria, planteando la famosa ecuación diferencial que lleva su nombre. En 1933 recibió el premio Nobel junto con Paul Dirac por su trabajo sobre la mecánica ondulatoria y la estructura atómica.

ESTRUCTURA ATÓMICA II :

MODELO ATÓMICO MODERNO

OBJETIVOS

- Comprender el comportamiento del electrón en un sistema atómico en base a los tres principios de la mecánica cuántica: cuantización de la energía, propiedad dual de la materia y el principio de incertidumbre.
- Entender el modelo atómico moderno que se rige por una expresión matemática muy compleja, llamada ECUACIÓN DE ONDA de Schrödinger, y que de la solución de ésta resultan ciertos parámetros numéricos llamados números cuánticos.
- Ser capaz de manejar el significado y aplicaciones de los cuatro números cuánticos para describir las características de los estados cuantizados de energía (niveles, subniveles y orbitales) y del electrón.
- Realizar la distribución electrónica de cualquier especie atómica (átomos neutros e iones).
- Establecer los momentos angulares del electrón en base al MODELO VECTORIAL DEL ÁTOMO.

INTRODUCCIÓN

Aún cuando la teoría de Bohr permite explicar de manera satisfactoria los espectros del hidrógeno y de otras especies que contienen sólo un electrón, no puede explicar los espectros que se observan en especies atómicas polieletrónicas. Las preguntas que se plantearían son ¿Cómo explicar las líneas espectrales de átomos polieletrónicos? ¿Existen realmente los subniveles de energía? ¿Cómo están ordenados los electrones en el átomo? ¿Cómo se comportan los electrones en el sistema atómico?.

Para dar respuesta a estas preguntas, los científicos desarrollaron la mecánica cuántica, según la cual los electrones poseen propiedades de onda y de partícula. En modelos atómicos anteriores se consideraban a éstos solamente como partículas macizas pequeñas viajando en órbitas circulares o elípticas alrededor del núcleo.

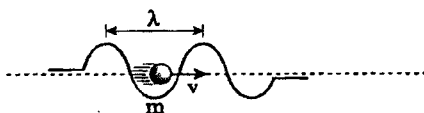
Los objetos de gran tamaño como pelotas de golf, automóviles, etc. en movimiento obedecen las leyes de la mecánica clásica (Leyes de Newton), pero el movimiento de las partículas muy pequeñas como electrones, protones y neutrones se rige mediante la mecánica cuántica; ésta describe mejor el comportamiento de las partículas submicroscópicas.

Los principios fundamentales de la mecánica cuántica en la que se fundamenta el **modelo atómico moderno** o **átomo mecano-cuántico** son:

1. PROPIEDAD DUAL DE LA MATERIA

Fue propuesta por el físico francés Louis de Broglie en 1924 en los siguientes términos: "Los cuerpos materiales que viajan a una cierta velocidad poseen dos propiedades (carácter dual): propiedad de partícula (propiedad mecánica) y propiedad de onda (ondas de materias)". Las ondas de materia siempre están asociadas en la partícula en movimiento, no se propagan en el vacío, no son ondas electromagnéticas y, por lo tanto, nunca llegan a adquirir la velocidad de la luz.

La longitud de onda (λ) asociada a una partícula de masa "m" y velocidad "v" sería como se muestra en la siguiente figura:



Deduzcamos una fórmula para relacionar λ , m y v.

Para ondas electromagnéticas, que también poseen 2 propiedades (onda-partícula) tenemos:

Según Einstein: $E = mc^2$ y Según Planck: $E = \frac{hc}{\lambda}$

$$\text{Igualando: } mc^2 = \frac{hc}{\lambda} \rightarrow \lambda = \frac{h}{mc}$$

Para ondas de materia, la velocidad es "v", entonces tendremos:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Si } h \text{ es muy grande y } v \text{ extremadamente pequeña} \\ \text{(para cuerpos macroscópicos), la longitud de} \\ \text{onda } (\lambda) \text{ es extremadamente pequeña} \end{array} \right.$$

El razonamiento que siguió L. de Broglie fue: si Planck demostró que las ondas electromagnéticas poseen propiedad de partícula o corpuscular (propiedad mecánica), entonces se debe también cumplir lo contrario, esto es, que las partículas como el electrón, protón, neutrón, etc. deben poseer también propiedades de onda (ondas de materia).

La propiedad dual se cumple para todo tipo de cuerpos materiales, grandes (macroscópicos) o pequeños (microscópicos), pero mayor significado tiene para partículas microscópicas, ya que para cuerpos grandes es insignificante, debido a que su longitud de onda es extremadamente pequeña, insensible a los instrumentos de medida.

La hipótesis de Louis de Broglie fue comprobada experimentalmente en 1927 por los científicos norteamericanos J. Davison y L. Germer, quienes demostraron que un haz de electrones producía el fenómeno de difracción que es propio de las ondas; y en Inglaterra, G. Thomson (hijo de J. Thomson), en forma independiente, también demostró el fenómeno de la difracción producido por electrones acelerados.

Niels Bohr propuso el principio de complementariedad según el cual, la propiedad dual (onda-partícula) nunca se presenta en forma simultánea en un determinado fenómeno.

Ejemplo

Calcular la longitud de onda asociada a un proyectil disparado por un fusil, cuya velocidad es de $60 \frac{m}{s}$ y masa $2 \times 10^2 \text{ kg}$. Compárese con la

longitud de onda asociada a un electrón, asumiendo que se mueve a la misma velocidad.

Resolución:

En el caso del proyectil, según de Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \Rightarrow \lambda = \frac{6,62 \times 10^{-34} \text{ Joule} \cdot \text{s}}{(2 \times 10^2 \text{ kg})(60 \text{ m/s})}$$

$$\therefore \lambda = 5,5 \times 10^{-34} \text{ m}$$

Es un valor demasiado pequeño en comparación con el átomo, el cual posee un tamaño del orden 10^{-10} m .

Por esta razón las propiedades ondulatorias del proyectil no pueden detectarse con ningún instrumento de medida existente.

En el caso de un electrón:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \Rightarrow \lambda = \frac{6,62 \times 10^{-34} \text{ Joule} \cdot \text{s}}{(9,109 \times 10^{-31} \text{ kg})(60 \text{ m/s})}$$

$$\therefore \lambda = 1,21 \times 10^{-5} \text{ m}$$

Es un valor correspondiente a la radiación infrarroja (onda electromagnética), la cual es medible con ciertos instrumentos.

CONCLUSIÓN: La propiedad de onda tiene mayor significado sólo a nivel submicroscópico o microcosmos (atómico o molecular).

2. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

Fue propuesto en 1927 por el físico alemán Werner Heisenberg con el siguiente enunciado: "Es imposible determinar con exactitud el momento lineal y la posición de una partícula pequeña (electrón, protón, neutrón, etc) que viaja a una gran velocidad, simultáneamente".

Para el caso del electrón, el momento lineal (masa del electrón multiplicada por su velocidad, $m \cdot v$) suele detectarse mediante una radiación electromagnética; pero, al mismo tiempo, de su posición no se sabe nada (es incierta); por otro lado, la posición se determina haciendo interactuar un fotón con el electrón, pero perturba en forma considerable el movimiento de este último, por lo que es incierto su momento.

Esta incertidumbre entre el momento ($p = m \cdot v$) y la posición se expresa mediante la siguiente expresión matemática:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

Donde:
 Δx = incertidumbre o error en la medida de la posición
 Δp = incertidumbre o error en la medida del momento
 h = constante de Planck

La ecuación expresa una relación inversa entre Δx y Δp , es decir, si se conoce con menor incertidumbre (o mayor precisión) la posición, entonces el momento del electrón es más incierto (mayor es el error). Si se conoce con mayor precisión (menor error) el momento, entonces la posición es incierta (mayor es el error). Si no es posible evaluar con exactitud la posición y momento en forma simultánea, no será posible determinar con exactitud la trayectoria del electrón cuando gira alrededor del núcleo.

Ejemplo:

Si el error en la medida de la posición (Δx) del electrón es 2×10^{-8} cm, ¿cuál es la incertidumbre en el momento?

Resolución:

$$\text{Se sabe: } \Delta p = \frac{h}{4\pi \cdot \Delta x} = \frac{6,62 \times 10^{-27} \text{ ergios} \times \text{s}}{4 \times 3,14 \times 2 \times 10^{-8} \text{ cm}}$$

$$\Delta p = 2,63 \times 10^{-20} \text{ g.cm/s}$$

3. ESTADOS CUANTIZADOS DE ENERGÍA

En el átomo existen diversos estados energéticos cuantizados (niveles, subniveles y orbitales). La cuantización de energía para los niveles fue un gran aporte de Niels Bohr.

Los electrones sólo pueden existir en determinados estados de energía. Si pasan de un estado energético a otro, deben emitir o absorber energía en forma de un fotón.

La frecuencia de la radiación que se emite o absorbe se encuentra relacionada con el cambio de energía mediante la ecuación siguiente:

$$\Delta E = h \cdot \nu \quad \text{o} \quad \Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Donde:

ν = frecuencia de la radiación

c = velocidad de la luz

ΔE = energía de un fotón emitido o absorbido

ORBITAL ATÓMICO O NUBE ELECTRÓNICA (REEMPE)

De acuerdo al principio de incertidumbre, no es posible determinar una trayectoria definida para el electrón; por lo tanto, se hace necesario definir una región espacial energética donde existe la mayor probabilidad de encontrar al electrón, llamado orbital o nube electrónica. **Cada orbital** puede contener un **máximo de 2 electrones** con spin o rotación (alrededor de su eje imaginario) opuestos.

Un orbital se puede definir como la función de onda (ψ) de un electrón. El cuadrado de la función de onda, (ψ^2), define la distribución de la densidad electrónica en el espacio alrededor del núcleo.

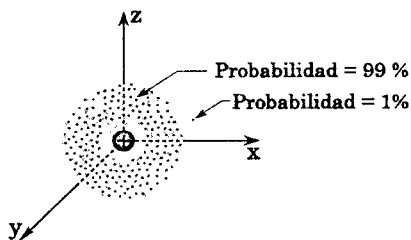
Cuando se dice que un electrón está en cierto orbital, se quiere decir que la distribución de la densidad electrónica o la probabilidad de localizar al electrón en el espacio está descrita por el cuadrado de la función de onda asociada con ese orbital. Un orbital atómico en consecuencia tiene una energía característica y cuantizada. Así por ejemplo, la densidad electrónica en el núcleo atómico es cero ($\psi^2=0$), significa que no existe ninguna probabilidad de que un electrón se encuentre en el núcleo atómico.

El orbital es la **región espacial energética de manifestación más probable del electrón (REEMPE)**. También se llama nube electrónica o función de onda.

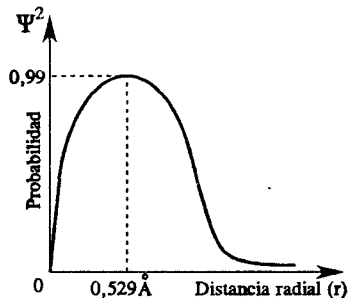
En la figura 5.1 se muestra un ejemplo ilustrativo de función de onda (ψ) u orbital y el cuadrado de función de onda (ψ^2) en el átomo de hidrógeno.

Figura 5.1:

a) *Orbital atómico que rodea a un núcleo atómico. La densidad electrónica desciende con rapidez, pero en forma constante al aumentar la distancia con respecto al núcleo.*



b) *Distribución probabilística radial para un electrón en el átomo de hidrógeno. La figura muestra que a una distancia de 0,529 Å existe la más alta probabilidad (99 %) de localizar al electrón en el átomo del hidrógeno.*



Cuando se dice que el electrón se encuentra con mayor probabilidad en el orbital, debe entenderse que el electrón pasa el mayor tiempo en dicha región espacial

Tipos de orbitales según el contenido electrónico:



Orbital apareado o lleno



Orbital desapareado o semilleno



Orbital vacío

Donde:

El símbolo \uparrow representa a un electrón con spin o giro antihorario alrededor de su eje; \downarrow representa a un electrón con spin horario.

ECUACIÓN DE ONDA Y LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

El estudio de los átomos y las moléculas según la mecánica cuántica es de tipo matemático.

El físico austriaco Erwin Schrödinger en 1928, en base a la mecánica ondulatoria y teniendo en cuenta la propiedad dual de la materia, desarrolló una ecuación matemática muy compleja llamada **ecuación de onda**. Esta ecuación dota al electrón de doble comportamiento (onda-partícula) y cuantifica la energía de los estados energéticos para el electrón sobre la base de ciertos parámetros numéricos llamados números cuánticos.

La ecuación de Schrödinger es la siguiente:

$$\frac{\delta^2 \psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

Donde:

x, y, z , representan los ejes coordenados en el espacio tridimensional

ψ : función de onda del electrón

δ : símbolo de derivada parcial

m : masa del electrón

V : energía potencial de un electrón

E : energía total de un electrón.

$\frac{\delta^2 \psi}{\delta x^2}$: se lee: segunda derivada parcial de la función de onda respecto al eje "x".

Es una ecuación diferencial de segundo orden, muy difícil de resolver manualmente, porque involucra muchas variables. Cada solución representa un estado particular del electrón y se describe mediante un conjunto de tres números cuánticos: n , ℓ y m_ℓ . Las soluciones de la Ecuación de Schrödinger también indican las formas y orientaciones espaciales de los orbitales atómicos, relacionadas con los números cuánticos ℓ y m_ℓ .

En 1928, Paul Dirac reformuló la mecánica cuántica no relativística de Schrödinger teniendo en cuenta la teoría de la relatividad de Albert Einstein, creando así la mecánica cuántica relativística, que involucra en su solución los cuatro números cuánticos: n , ℓ , m_ℓ y m_s (número cuántico de spin magnético).

Tabla 5.1 Los números cuánticos describen los estados energéticos del electrón y también proporcionan tres características fundamentales del orbital, tal como se indica en forma resumida

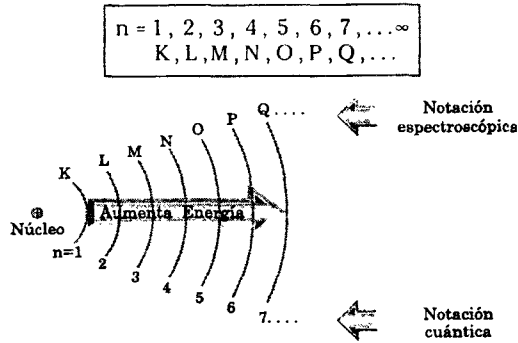
Número cuántico	Determina para el electrón	Define para el orbital
Principal (n)	El nivel principal de energía	El tamaño o volumen efectivo
Secundario o azimutal (ℓ)	El subnivel donde se encuentra, dentro de un determinado nivel de energía	La forma geométrica espacial
Magnético (m_ℓ)	El orbital, donde se encuentra dentro de un determinado subnivel	La orientación espacial que adopta bajo la influencia de un campo magnético externo
Spin magnético (m_s)	El sentido de rotación o giro alrededor de su eje imaginario.	—

En el átomo moderno o mecano-cuántico, el nivel de energía queda definido por "n", un subnivel de energía se define con valores de n y ℓ , un orbital por n , ℓ y m_ℓ , y un electrón queda definido por los cuatro números cuánticos: n , ℓ , m_ℓ y m_s .

A continuación se hace una descripción detallada de cada número cuántico.

1. NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL (n).

Describe el nivel de energía principal que el electrón ocupa; por lo tanto, toma valores enteros a partir de uno (1).



Cuanto más alejado del núcleo se encuentre un electrón, ocupará un nivel con mayor energía y será menos estable.

La capacidad electrónica de un determinado nivel "n" se halla con la **regla de Rydberg**:

$\# \text{máx } e^- = 2n^2$

Donde:

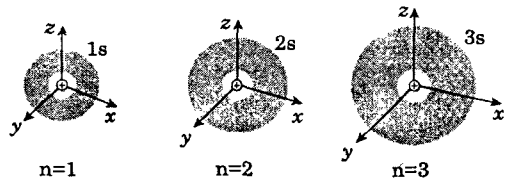
n = 1	→	2(1) ² = 2e ⁻	n = 4	→	2(4) ² = 32e ⁻
n = 2	→	2(2) ² = 8e ⁻	n = 5	→	2(5) ² = 50e ⁻
n = 3	→	2(3) ² = 18e ⁻	n = 6	→	2(6) ² = 72e ⁻

Como la capacidad de un orbital es de 2 electrones, el número máximo de orbitales en un nivel "n" será igual a 2n² dividido entre 2:

$\# \text{ orbitales en nivel "n"} = n^2$

El número cuántico principal también define el volumen efectivo del orbital; por lo tanto, a mayor valor de n, mayor es el tamaño del orbital.

Figura 5.2 Tres orbitales de tipo "s" de diferente tamaño, debido a que pertenecen a diferentes niveles (n). A menor "n", menor tamaño o volumen del orbital, y, a mayor "n", mayor volumen del orbital.



2. NÚMERO CUÁNTICO SECUNDARIO (ℓ)

También es denominado número cuántico azimutal o del momento angular; para el electrón determina el subnivel de energía donde éste debe encontrarse dentro de un nivel "n".

Además, define la forma geométrica del orbital o nube electrónica.

Para cada nivel de energía se cumple que " ℓ " puede tomar valores enteros desde cero hasta (n-1), inclusive.

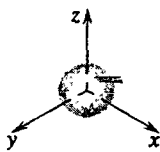
$$\ell = \boxed{0}, 1, 2, 3, \dots, \boxed{n-1}$$

desde (mínimo valor) hasta (máximo valor)

Se usa una notación con letras minúsculas o notación espectroscópica (s, p, d, f, g, ...) para representar a ciertos valores de " ℓ " que definen un determinado subnivel, tal como se indica en la siguiente tabla.

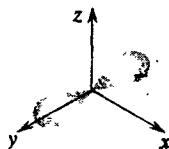
Tabla 5.2. Relación de subniveles y la forma de orbitales atómicos

Subniveles	Denominación espectroscópica	Valores de " ℓ "	Forma de los orbitales
s	sharp	0	esférica
p	principal	1	dilobular
d	diffuse (difuso)	2	tetralobular
f	fundamental	3	compleja



Orbital "s"

Forma esférica



Orbital "p"

Forma dilobular



Orbital "d"

Forma tetralobular

Para hallar el número de subniveles en un nivel basta hallar los valores permitidos de " ℓ ", así:

$$\bullet n = 1(K) \rightarrow \ell = 0$$

(s)

$$\bullet n = 3(M) \rightarrow \ell = 0, 1, 2$$

(s), (p), (d)

$$\bullet n = 2(L) \rightarrow \ell = 0, 1$$

(s), (p)

$$\bullet n = 4(N) \rightarrow \ell = 0, 1, 2, 3$$

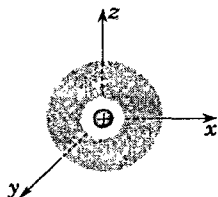
(s), (p), (d), (f)

Tabla 5.4 Muestra el número máximo de orbitales y electrones por cada tipo de subnivel de energía.

Subnivel	Orbitales	Número de orbitales $(2\ell + 1)$	Número máximo $e^- (4\ell + 2)$	Notación
s ($\ell = 0$)	$\frac{1\uparrow}{s}$	1	$2e^-$	s^2
p ($\ell = 1$)	$\frac{1\uparrow}{p_x} \quad \frac{1\uparrow}{p_y} \quad \frac{1\uparrow}{p_z}$	3	$6e^-$	p^6
d ($\ell = 2$)	$\frac{1\uparrow}{d_{xy}} \quad \frac{1\uparrow}{d_{xz}} \quad \frac{1\uparrow}{d_{z^2}} \quad \frac{1\uparrow}{d_{yz}} \quad \frac{1\uparrow}{d_{x^2-y^2}}$	5	$10e^-$	d^{10}
f ($\ell = 3$)	$\frac{1\uparrow}{f_1} \quad \frac{1\uparrow}{f_2} \quad \frac{1\uparrow}{f_3} \quad \frac{1\uparrow}{f_4} \quad \frac{1\uparrow}{f_5} \quad \frac{1\uparrow}{f_6} \quad \frac{1\uparrow}{f_7}$	7	$14e^-$	f^{14}

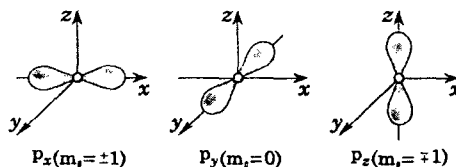
de orbitales en un subnivel " ℓ " = $2\ell + 1$

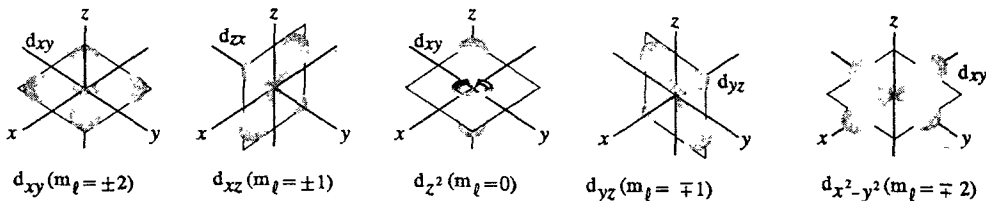
Figura 5.3. Muestra la gráfica de los principales orbitales atómicos teniendo en cuenta su orientación espacial.

 a) Orbital s : $\ell = 0$
 $\Rightarrow m_\ell = 0$: forma esférica

 b) Orbitales p : $\ell = 1$ (forma dilobular)

 $\Rightarrow m_\ell = +1, 0, -1$ ó $m_\ell = -1, 0, +1$

Representan a 3 orbitales "p", cuyas orientaciones son:


 c) Orbitales d : $\ell = 2$ (forma tetralobular)

 $\Rightarrow m_\ell = -2, +1, 0, -1, +2$ ó $m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$


En la siguiente tabla indicamos la notación cuántica de los subniveles hasta el cuarto nivel

Tabla 5.3 Relación del número de subniveles por cada nivel energético.

Niveles de energía (n)	Subniveles	Número de subniveles
1 ó K	$\ell = 0$ (s) : 1s	1
2 ó L	$\ell = 0$ (s) : 2s $\ell = 1$ (p) : 2p	2
3 ó M	$\ell = 0$ (s) : 3s $\ell = 1$ (p) : 3p $\ell = 2$ (d) : 3d	3
4 ó N	$\ell = 0$ (s) : 4s $\ell = 1$ (p) : 4p $\ell = 2$ (d) : 4d $\ell = 3$ (f) : 4f	4

sobre la base de los ejemplos anteriores, concluimos que en un nivel "n" existen "n" subniveles.

de valores de "ℓ" o # de subniveles en "n" = n

3. NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO (m_ℓ).

Para el electrón, indica el orbital donde se encuentra dentro de un determinado subnivel de energía. Para el orbital, determina la orientación espacial que adopta cuando el átomo es sometido a la acción de un campo magnético externo.

En cada subnivel (ℓ), " m_ℓ " puede tomar valores permitidos: 0, ± 1 , ± 2 , ..., $\pm \ell$, así:

$m_\ell = +\ell, \dots, +1, 0, -1, \dots, -\ell$

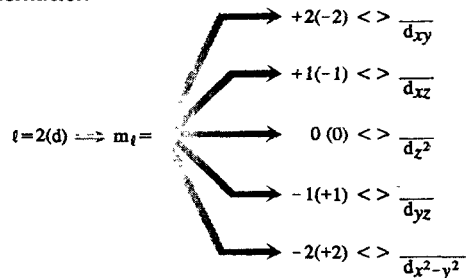
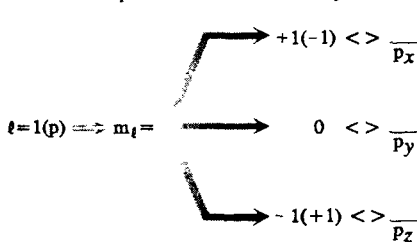
ó

$m_\ell = -\ell, \dots, -1, 0, +1, \dots, +\ell$

Veamos ejemplos ilustrativos:

$\ell = 0$ (s) $\Rightarrow m_\ell = 0 <> \frac{\text{---}}{\text{s}}$

El subnivel "s" posee un solo orbital y con una sola orientación



El subnivel "p" posee 3 orbitales, con tres orientaciones diferentes.

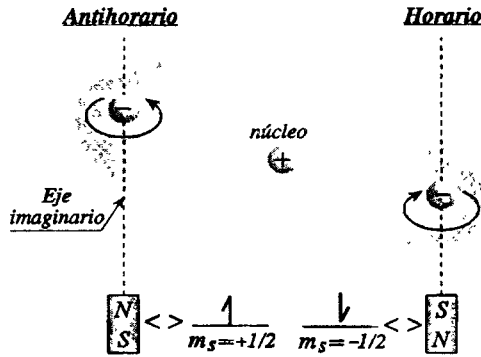
El subnivel "d" posee 5 orbitales, con cinco orientaciones diferentes.

4. NÚMERO CUÁNTICO DE SPIN MAGNÉTICO (m_s)

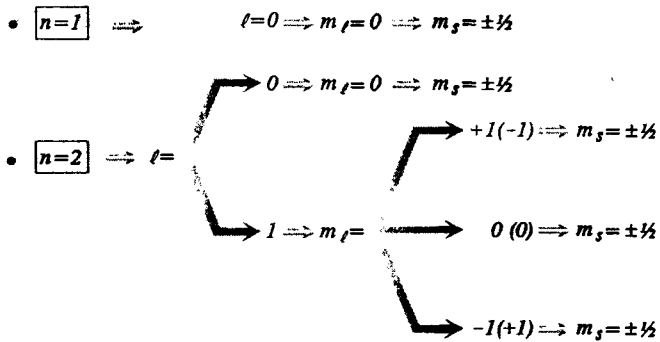
Indica el sentido de rotación del electrón alrededor de su propio eje. Sus valores permitidos son: $m_s = \pm 1/2$.

Cuando un electrón rota o gira genera un pequeño campo magnético, es decir, actúa como un pequeño microimán. En base a esta cualidad del electrón en el sistema atómico y molecular, se logra explicar las propiedades magnéticas de una sustancia química.

Figura 5.4 Spin o rotación de dos electrones. Se observan los supuestos giros en sentido antihorario y en sentido horario, los microimanes se forman debido al spin.



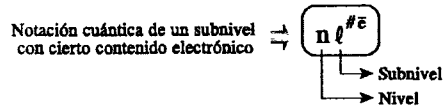
A continuación realicemos la combinación de números cuánticos para el primer y segundo nivel de energía



En el cuadro anterior se observa que cada orbital está definido por el juego de valores de n , ℓ y m_ℓ , y que posee 2 e^- con spin magnético $+1/2$ y $-1/2 \Rightarrow \frac{1 \uparrow}{+1/2} \frac{1 \downarrow}{-1/2}$

Además, un electrón está definido por el juego de valores de n , ℓ , m_ℓ y m_s .

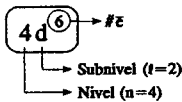
Veamos la aplicación práctica de los números cuánticos en distribución electrónica de las especies atómicas (átomos neutros e iones)



En forma análoga se representa un orbital.

Ejemplo 1

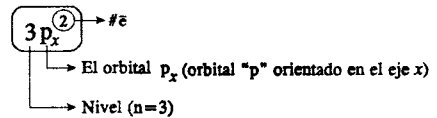
Para el caso de un subnivel



Se lee: en el cuarto nivel de energía, el subnivel "d" contiene 6 electrones.

Ejemplo 2

Para el caso de un orbital



Se lee: en el tercer nivel de energía, subnivel "p", en el orbital "p_x" hay 2 electrones.

DISTRIBUCIÓN O CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA (C.E.)

Consiste en distribuir los electrones en torno al núcleo en diferentes estados energéticos (niveles, subniveles y orbitales). Primero realizaremos la distribución por subniveles, lo que involucra la distribución por niveles; finalmente analizaremos la distribución electrónica por orbitales, la cual se rige por principios.

1. DISTRIBUCIÓN POR SUBNIVELES.

Se efectúa según el principio **aufbau** (el término alemán "aufbau" significa "construir" o hacer la distribución electrónica), que establece lo siguiente: **los electrones se distribuyen en orden creciente de la energía relativa de los subniveles.**

La energía relativa de un subnivel u orbital se evalúa sumando n y l :

$$E_R = n + l$$

Si los subniveles u orbitales poseen la misma energía relativa, éstos se denominan "degenerados", entonces la distribución electrónica seguirá el orden creciente de los niveles energéticos (n).

Primero, aprenderemos a evaluar la energía relativa de los subniveles, que es igual a la energía relativa de sus orbitales.

Ejemplo 1:

¿Qué subnivel posee mayor estabilidad, 3d o 4s?

Resolución:

Evaluando la energía relativa de ambos

Subnivel	n	l	E _R
3d	3	2	5
4s	4	0	4

La **energía** y la **estabilidad** guardan relación inversa.

El subnivel 4s tiene **menor energía relativa**, por lo tanto tiene **mayor estabilidad**, y el subnivel 3d tiene **mayor energía relativa**, por lo tanto tiene **menor estabilidad**.

Ejemplo 2

¿Cuál de los siguientes subniveles posee mayor energía? ¿Qué subnivel es el más estable? : 5d, 7s, 4f ó 6p?

Resolución:

Evaluando las energías relativas de cada uno de los subniveles tenemos:

Subnivel	n	l	E_r
5d	5	2	7
7s	7	0	7
4f	4	3	7
6p	6	1	7

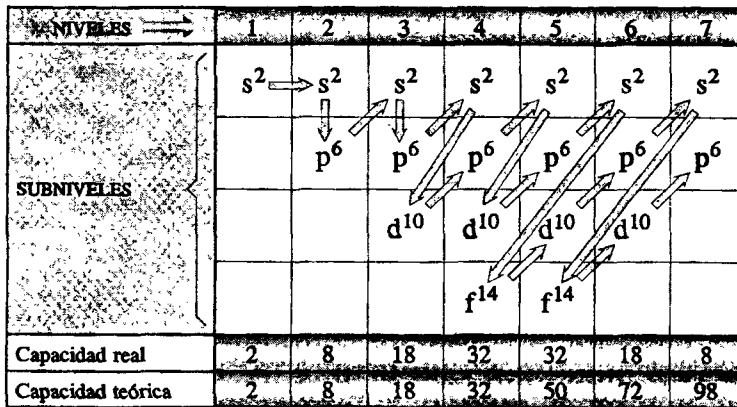
Se observa que todos poseen la misma energía relativa, entonces se trata de subniveles "degenerados"; en este caso, el orden de energía (energía absoluta) se efectúa con el valor de "n":

Energía: $4f < 5d < 6p < 7s$

Estabilidad: $4f > 5d > 6p > 7s$

Luego, el de mayor energía es 7s y el de mayor estabilidad es 4f

Regla de Möllier. Es una forma práctica para realizar la distribución electrónica por subniveles según el principio Aufbau. También se llama comúnmente regla de "serrucho".



Observamos que a partir del quinto nivel, los niveles o capas están incompletos.

Los subniveles que se encuentran en un mismo nivel energético se escriben en una misma vertical.

El llenado de los electrones en los subniveles mostrados se realiza entonces de izquierda a derecha y de arriba hacia abajo en forma diagonal, según el orden indicado por las flechas.

De esta manera se ocupan primero subniveles de menor energía relativa y luego los de mayor energía relativa.

Ejemplo 1

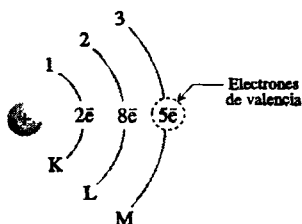
Realizar la distribución electrónica del fósforo (Z=15)

Resolución:

El átomo de fósforo en estado neutro (Z=15), posee 15 protones y también 15 electrones, entonces aplicando la regla de Sarrus.

Nivel	1	2	3	Luego la distribución electrónica es:
Sub-niveles	s^2	s^2 p^6	s^2 p^3	${}_{15}\text{P} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

A partir de esta distribución por subniveles, establecemos la siguiente distribución por niveles:



Ejemplo 2

Realizar la distribución electrónica del germanio (Z=32) y determinar:

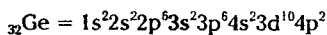
- El mayor nivel
- El número de electrones en el mayor nivel
- La cantidad de subniveles.

Resolución:

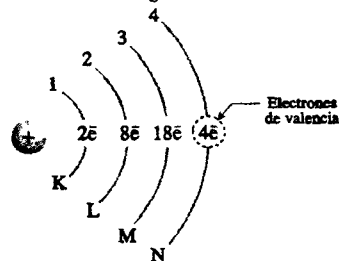
Sabiendo que el átomo de ${}_{32}\text{Ge}$ posee 32 electrones, tenemos:

1	2	3	4	Mayor nivel Rpta: a
s^2	s^2 p^6	s^2 p^6 d^{10}	s^2	Contiene 8 Subniveles Rpta: c
			4 electrones en el nivel 4 Rpta: b	

En forma lineal será



En forma análoga al ejemplo 1, la distribución por niveles del átomo de germanio es:



Ejemplo 3

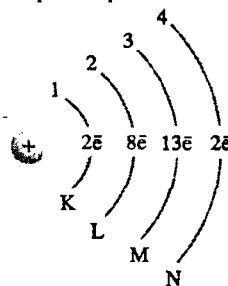
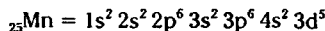
Realizar la configuración electrónica del manganeso (Z=25) e indicar el número de electrones en subniveles principales, electrones en el último nivel y electrones en el penúltimo nivel.

Resolución:

1	2	3	4	Último nivel
s^2	s^2 p^6	s^2 p^5 d^5	s^2	Contiene 12e- en subniveles "p"
			d	

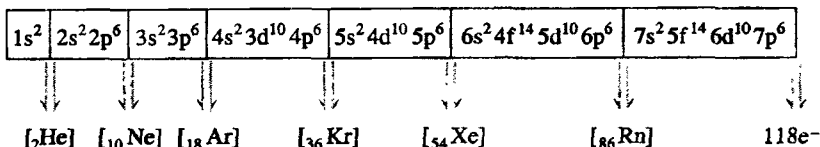
Observamos que el átomo de manganeso posee 12e en el subnivel "p", 2e en el último nivel y 13e en el penúltimo nivel (n=3)

Luego en forma lineal será:



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA KERNEL O SIMPLIFICADA

La regla de distribución práctica puede ser escrita en forma lineal, lo cual posee muchas ventajas como por ejemplo: realizar la distribución electrónica simplificada o "Kernel" (término alemán que significa "corazón") haciendo uso de la configuración electrónica de un gas noble; visualizar de manera rápida el número de electrones de valencia; ubicar un elemento en la tabla periódica moderna; deducir rápidamente el número de elementos que hay en cada período de la tabla periódica; etc.



Se observa que los gases nobles son elementos que presentan sus distribuciones electrónicas completas en los subniveles "s" y "p" del último nivel (mayor nivel energético); por lo tanto; sus orbitales están apareados, siendo por ello químicamente estables.

Ejemplos:

Realizar la distribución electrónica Kernel de nitrógeno ($Z = 7$), magnesio ($Z = 12$), hierro ($Z=26$) e Ytrio ($Z = 39$).

Resolución:

Primero desarrollaremos la distribución electrónica completa y luego la notación Kernel.

a) ${}_7\text{N} = 1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow {}_7\text{N} = [_2\text{He}] 2s^2 2p^3$

El último nivel es 2 ($n=2$), por lo tanto, posee 2 niveles y 5 e de valencia.

b) ${}_{12}\text{Mg} = \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6}_{[\text{Ne}]} 3s^2 \rightarrow {}_{12}\text{Mg} = [_{10}\text{Ne}] 3s^2$

El último nivel es 3, por lo tanto, posee 3 niveles y 2 electrones de valencia.

c) ${}_{26}\text{Fe} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 \rightarrow {}_{26}\text{Fe} = \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{[\text{Ar}]} 4s^2 3d^6$

El último nivel es 4 y posee 8 electrones de valencia (electrones del último nivel y electrones del penúltimo nivel, subnivel "d")

d) ${}_{39}\text{Y} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1$
 $\qquad \qquad \qquad \underbrace{\hspace{10em}}_{[\text{Kr}]}$

$= {}_{39}\text{Y} = [_{36}\text{Kr}] 5s^2 4d^1$
 El último nivel es 5 y posee 3 electrones de valencia (electrones del último nivel y penúltimo nivel, subnivel "d").

Para los elementos representativos (grupos "A" de la tabla periódica), los electrones de valencia son los del último nivel o nivel de valencia.

Para los elementos de transición (grupos "B" de la tabla periódica), los electrones de valencia son los del último nivel y penúltimo nivel no saturado (subnivel "d")

DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA DE ÁTOMOS IONIZADOS

I. Para el anión, se procede así:

Primer paso: se determina la cantidad de electrones del anión.

Segundo paso: aplicar la regla de Sarrus.

Ejemplo:

Realizar la distribución electrónica de:

a) ${}_8\text{O}^{2-}$ b) ${}_{15}\text{P}^{3-}$

Resolución:

a) ${}_8\text{O}^{2-} = 1s^2 2s^2 2p^6 = \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6}_{10e^-} = [_{10}\text{Ne}]$

b) ${}_{15}\text{P}^{3-} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 = \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{18e^-} = [_{18}\text{Ar}]$

El ion anión óxido (O^{2-}) y el ion anión nitrato (N^{3-}), al ganar dos electrones y 3 electrones respectivamente adquieren la estructura electrónica de un gas noble (mayor estabilidad).

II. Para el catión, se procede así:

Primer paso: aplicar la regla de Sarrus para su respectivo átomo neutro.

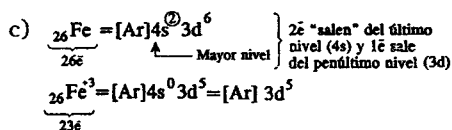
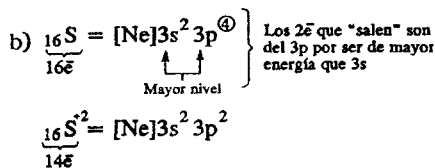
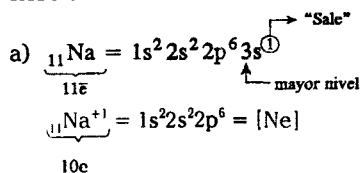
Segundo paso: se debe tener en cuenta que los electrones que pierde el átomo son del último nivel o capa, luego de la penúltima capa, en ese orden. En un mismo nivel el

orden de salida es: $\underline{nf, nd, np, ns}$ (de mayor a menor energía relativa)

Ejemplo:

Realizar la distribución electrónica de:

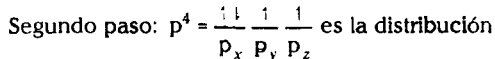
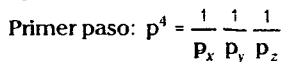
- a) ${}_{11}\text{Na}^{+1}$ b) ${}_{16}\text{S}^{+2}$ c) ${}_{26}\text{Fe}^{+3}$

Resolución:

2. DISTRIBUCIÓN POR ORBITALES.

Se efectúa mediante el **principio de máxima multiplicidad** o de **Hund**, que establece lo siguiente: ningún orbital de un mismo subnivel (de igual energía relativa) puede contener dos electrones antes que los demás contengan por lo menos uno; es decir, primero se debe dejar todos los orbitales a medio llenar y luego empezar el llenado con spines opuestos.

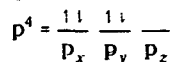
Ejemplo 1

Aplicar correctamente la regla de Hund en p^4



pedida.

Por lo tanto, la siguiente distribución:



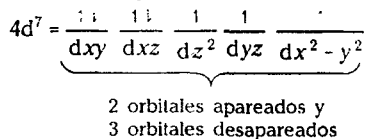
es **incorrecta** porque no cumple con el principio de máxima multiplicidad.

Ejemplo 2

Para el subnivel $4d^7$, determinar la cantidad de orbitales apareados y orbitales desapareados.

Resolución:

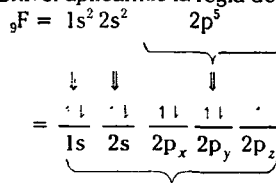
Aplicando la regla de Hund en $4d^7$ (recordar que el subnivel **d** posee 5 orbitales)


Ejemplo 3

Realizar la distribución electrónica por orbitales para el átomo de flúor ($Z = 9$)

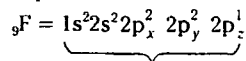
Resolución:

Primero realizamos la distribución por subniveles aplicando la regla de Sarrus y luego para cada subnivel aplicamos la regla de Hund.



Distribución electrónica orbital-spin

También se expresa como:



Distribución electrónica orbital

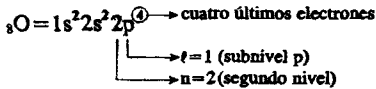
Ejemplo 4

En el átomo de oxígeno ($Z = 8$), determinar los posibles valores de los números cuánticos para el último electrón en distribuirse.

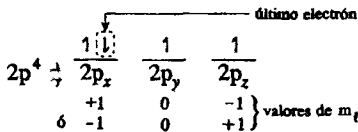
Resolución:

- Cada electrón posee $\rightarrow n, \ell, m_\ell$ y m_s

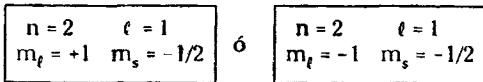
- Se determina por \rightarrow Sarrus y Hund



Distribuyendo por orbitales los cuatro últimos electrones según la regla de Hund tenemos:



Entonces los probables números cuánticos para el último electrón en distribuirse son:



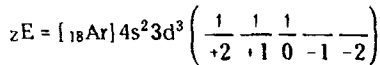
El problema tiene dos soluciones probables.

Ejemplo 5

Si el último electrón en distribuirse en un átomo posee los siguientes números cuánticos: $n=3, \ell=2, m_\ell=0, m_s = +1/2$, ¿cuál es su carga nuclear?

Resolución:

El último electrón se encuentra en el tercer nivel ($n=3$), subnivel "d" ($\ell=2$), orbital " $3d_{z^2}$ " ($m_\ell=0$) y con spin antihorario o ($m_s = +1/2$), entonces con esta información podemos reconstruir la configuración electrónica, así:



$\therefore \# e^- = 23 \Rightarrow Z = 23$

3. PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

En un átomo, no pueden existir 2 electrones cuyos 4 valores de sus números cuánticos sean iguales; al menos deben diferenciarse en el spin (m_s).

Este principio se fundamenta en el hecho de que 2 electrones que están en el mismo orbital y poseen el mismo sentido del spin presentan repulsiones muy fuertes entre sí debido a sus campos magnéticos iguales.



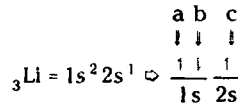
Electrones que presentan spines paralelos en un mismo orbital no pueden coexistir, porque los polos iguales se repelen o rechazan.

La trascendencia del principio de exclusión es fijar la capacidad de un orbital con $2e^-$; por lo tanto, un orbital no puede contener más de dos electrones.

Ejemplo

Determine los números cuánticos de los electrones en el átomo de litio ($Z=3$) y comprobar el principio de exclusión de Pauli.

Resolución:



Electrón	n	ℓ	m_ℓ	m_s
a	1	0	0	+1/2
b	1	0	0	-1/2
c	2	0	0	+1/2

Los tres principios estudiados en la distribución electrónica se aplican a átomos no excitados, es decir a átomos en su estado basal.

PARAMAGNETISMO Y DIAMAGNETISMO

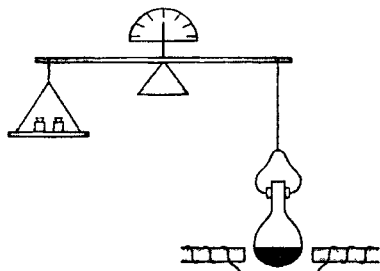
Las sustancias químicas (simples o compuestas) que son atraídas por un campo magnético generado por un imán o electroimán se denominan **paramagnéticas**; este comportamiento se debe a la **existencia de electrones desapareados** en su distribución electrónica atómica o molecular. En contraste, hay sustancias químicas que son débilmente repelidas o no son atraídas por un campo magnético, se denominan **diamagnéticas**. En este caso sólo existen **electrones apareados** en su estructura atómica o molecular.

Una regla útil para determinar si un elemento es paramagnético o diamagnético es la siguiente: si el átomo posee uno o más orbitales desapareados será **paramagnético**, en caso contrario, es decir, si todos los orbitales son apareados, será **diamagnético**.

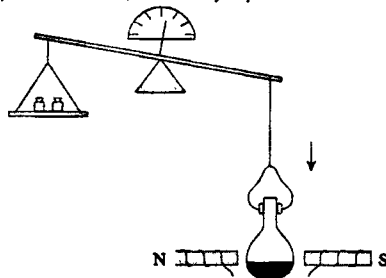
El efecto magnético puede medirse colocando un tubo de ensayo lleno de la sustancia sobre una balanza, suspendido de un hilo largo y colocado por debajo un electroimán. Al encender la corriente las sustancias paramagnéticas como el manganeso son atraídas por el campo magnético. La atracción paramagnética por mol (6×10^{23} átomos) de sustancia se mide pesando la muestra antes y después de encender la corriente que genera el electroimán.

Figura 5.5 Balanza de Gouy. Una sustancia paramagnética es atraída hacia un campo magnético y una sustancia diamagnética es repelida débilmente.

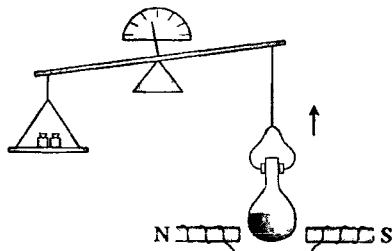
a) El electroimán está desconectado; la balanza está en equilibrio.



b) El electroimán está conectado y surge un campo magnético; la balanza pierde el equilibrio, notándose que la sustancia paramagnética, aparentemente, tiene mayor peso.



c) El electroimán está conectado; la balanza pierde el equilibrio, notándose que la sustancia diamagnética es repelida por el campo, con una pérdida aparente de peso.

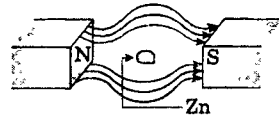
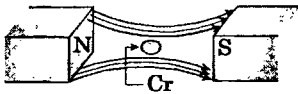


En forma mas simple se muestra el paramagnetismo y diamagnetismo según la figura 5.6

Figura 5.6 Se muestra la interacción de un campo magnético externo con sustancias paramagnéticas y diamagnéticas:

a) Las líneas del campo magnético interactúan con la sustancia (paramagnética).

b) Las líneas del campo magnético son repelidas por la sustancia (diamagnética).



Susceptibilidad magnética o momento magnético (μ).

Es la medida de la fuerza relativa con la que es atraída una sustancia paramagnética por un campo magnético externo; el valor de esta fuerza relativa está relacionado en forma directa con el número de orbitales desapareados:

$$\mu = \sqrt{k(k+2)}$$

Donde:
k = número de orbitales desapareados

Para sustancias químicas **diamagnéticas**, "k" es igual a cero (0), entonces el momento magnético es cero (0): $k = 0 \rightarrow \mu = 0$.

Existen algunos elementos paramagnéticos llamados **ferromagnéticos**, como por ejemplo: el hierro (Fe), cobalto (Co), níquel (Ni), etc., los que, cuando se les somete a la acción de un campo magnético externo, sufren una atracción fuerte y se imantan en forma permanente.

Ejemplo 1

Si el momento magnético del tecnecio es 5,92 y su distribución electrónica posee 5 niveles de energía., ¿cuál es el número atómico del tecnecio?

Resolución:

Si el momento magnético, $\mu = 5,92$, entonces: $(5,92)^2 = k(k+2)$

Tanteando el valor de "k", resulta $k=5$ ó 5 orbitales desapareados que probablemente pertenezcan al subnivel "d".

$$d^5 = \frac{1}{d_{xy}} \frac{1}{d_{xz}} \frac{1}{d_{z^2}} \frac{1}{d_{yz}} \frac{1}{d_{x^2-y^2}}$$

Además el tecnecio posee 5 niveles de energía y la distribución electrónica debe terminar en subnivel "d". Luego la distribución electrónica completa debe ser:

$$Tc = \underbrace{[{}_{36}Kr]5s^2 4d^5}_{43e} \text{ de donde } Z = 43$$

Ejemplo 2

El momento magnético del paladio (Z=46) es cero (es diamagnético). ¿Cuál es la distribución electrónica correcta del paladio?

Resolución:

Por dato:

$\mu = 0 \Rightarrow k = 0$ (no posee orbitales desapareados)

$${}_{46}Pd = [{}_{36}Kr]5s^2 4d^8 \left(\frac{1 \uparrow}{\quad} \frac{1 \uparrow}{\quad} \frac{1 \uparrow}{\quad} \frac{1 \uparrow}{\quad} \frac{1 \uparrow}{\quad} \right)$$

Observamos 2 orbitales desapareados ($k=2$), entonces la distribución electrónica anterior es incorrecta.

Realizando un salto electrónico de 2e del "5s" hacia el "4d", tenemos:

$${}_{46}Pd = [{}_{36}Kr]5s^0 4d^{10} \left(\frac{1 \uparrow}{\quad} \frac{1 \uparrow}{\quad} \frac{1 \uparrow}{\quad} \frac{1 \uparrow}{\quad} \frac{1 \uparrow}{\quad} \right)$$

Como $k = 0 \Rightarrow \mu = 0$, la configuración electrónica es la correcta.

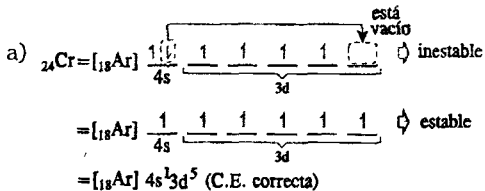
Distribuciones electrónicas especiales (anomalías)

En los elementos de transición, que en la Tabla Periódica corresponden al grupo "B", reconocibles porque su distribución electrónica termina en el subnivel "d", se observa que el llenado de electrones de este último subnivel presenta anomalías en 2 casos muy importantes: en el grupo VIB, el cromo ($Z = 24$) y el molibdeno ($Z = 42$), cuya distribución termina en d^4 (inestable), debe pasar a d^5 (estable); en el grupo IB, el cobre ($Z=29$), la plata ($Z=47$) y el oro ($Z=79$), cuya distribución termina en d^9 (inestable), debe pasar a d^{10} (estable).

El paladio ($Z=46$), cuya distribución electrónica termina en d^8 (inestable), debe pasar a d^{10} (estable).

Ejemplos:

Distribuciones electrónicas del grupo IVB



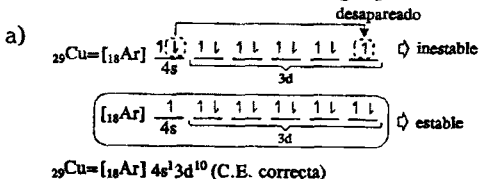
El cromo presenta 6 orbitales desapareados, lo cual se comprueba con el valor experimental de su momento magnético

$$\mu = \sqrt{6(6+2)} = 6,93$$

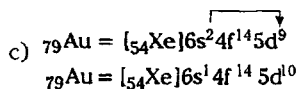
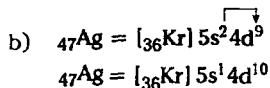
Es un elemento de alta susceptibilidad magnética porque su momento magnético es mayor que el de otros elementos.

- b) La distribución electrónica del molibdeno es semejante al cromo ${}_{42}\text{Mo} = [{}_{36}\text{Kr}] 5s^1 4d^5$

Distribuciones electrónicas del grupo IB



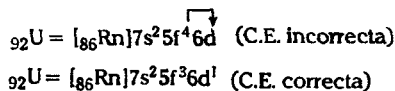
Se observa que el cobre presenta un orbital desapareado en el último nivel energético o cuarto nivel de energía.



Elementos de transición interna (regla de by-pass)

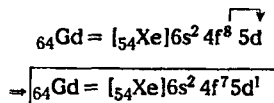
La distribución electrónica de los elementos cuyo último subnivel es f logra una mayor estabilidad cuando un electrón realiza una transición de último subnivel "f" al siguiente subnivel "d", esto es aplicable a un gran número de elementos lantánidos y actínidos.

Ejemplo:



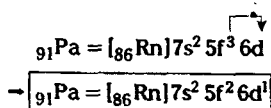
Ejemplo I

Hacer la distribución electrónica más estable del gadolinio ($Z = 64$)



Ejemplo 2

Realice la distribución electrónica más estable del protactinio ($Z=91$).



MODELO VECTORIAL DEL ÁTOMO

Dentro de los experimentos cruciales durante 1910-1930 para aclarar la estructura del átomo, surgió un hecho difícil de explicar:

¿Por qué una línea del espectro de un elemento, al hacerle pasar por un campo magnético, se desdoblaba en otras líneas? La primera modificación al modelo de Bohr para explicar este resultado fue propuesto por Arnold Sommerfeld, al plantear las órbitas elípticas. Pero al hacerse más intenso el campo magnético, estas líneas podían desaparecer. ¿Cómo explicar este comportamiento? Se supuso en primer lugar la existencia de momentos angulares cuantizados, los cuales provienen de los movimientos que desarrolla el electrón, éstos se relacionan con los números cuánticos o mecánica ondulatoria de Schrödinger para poder cuantizarlos.

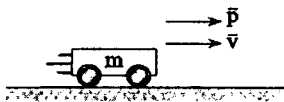
Los momentos angulares cuantizados son la base del modelo vectorial del átomo. Veamos primero la definición del momento lineal.

Momento Lineal (\vec{p}). Es denominado también cantidad de movimiento, es un vector paralelo a la velocidad de un cuerpo que sigue un movimiento rectilíneo y se define como:

$$\vec{p} = m \cdot \vec{v} \quad \text{donde: } m = \text{masa}$$

v = velocidad

Figura 5.7 Muestra un móvil en movimiento rectilíneo donde en un instante cualquiera, \vec{p} y \vec{v} son vectores paralelos.



El módulo del momento lineal es: $p = m \cdot v$

Concepto. El modelo vectorial de un átomo es una interpretación que se da al movimiento del electrón en función de tres momentos angulares: el momento angular orbital (\vec{L}), el momento angular de spin del electrón (\vec{L}_s ó \vec{S}) y el momento angular total (\vec{J}).

1. Momento angular orbital (\vec{L}).

Si el movimiento de un electrón alrededor del núcleo se asume como circular, entonces la velocidad \vec{v} es tangencial a la órbita y por lo tanto \vec{p} en la misma dirección que \vec{v} . El momento angular orbital \vec{L} es perpendicular al plano que contiene el vector \vec{r} y el vector \vec{p} , y está definido por el producto vectorial de \vec{r} y \vec{p} :

$$\vec{L} = \vec{r} \times \vec{p}$$

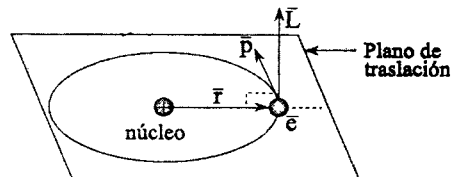
Donde:

\vec{L} = momento angular orbital

\vec{r} = vector posición

\vec{p} = momento lineal del electrón

Figura 5.8 El electrón desarrolla un movimiento de traslación alrededor del núcleo atómico y se genera el momento angular orbital (\vec{L}) que es perpendicular al plano de traslación que contiene al vector momento lineal \vec{p} y al vector posición \vec{r} , cuya magnitud es el radio de la órbita (r).



Según la ecuación de onda de Schrödinger, el momento angular orbital está cuantificado con el número cuántico secundario o azimutal "ℓ",

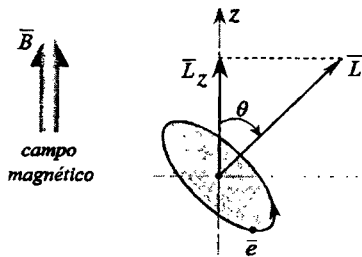
según: $L = \sqrt{\ell(\ell + 1)} \hbar$ donde: $\hbar = \frac{h}{2\pi}$, llamado

constante de Dirac.

Momento angular orbital magnético (\bar{L}_z).

Es la proyección o componente del momento angular orbital (\bar{L}) en la dirección del campo magnético externo (\bar{B}), que se hace coincidir con el eje "z" tal como se indica en la figura 5.9.

Figura 5.9 Se muestra la proyección del vector \bar{L} respecto al eje "z" (\bar{L}_z)



La cuantificación (módulo) del momento angular orbital magnético (\bar{L}_z) se realiza con el número cuántico magnético (m_ℓ) según:

$$L_z = m_\ell \hbar$$

Recordemos que el número cuántico magnético (m_ℓ) tiene los siguientes valores permitidos:

$$m_\ell = +\ell, \dots, 0, \dots, -\ell \quad \text{ó}$$

$$m_\ell = -\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$$

En forma resumida tenemos:

$$m_\ell = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \pm 4, \dots, \pm \ell$$

Por lo tanto, las posibles proyecciones o componentes del momento angular orbital en el eje "z" serán:

$$0\hbar, \pm 1\hbar, \pm 2\hbar, \pm 3\hbar, \dots, \pm \ell\hbar$$

Además, el ángulo polar del vector del momento angular está restringido según:

$$\cos \theta = \frac{L_z}{L} = \frac{m_\ell \hbar}{\sqrt{\ell(\ell + 1)} \hbar} \rightarrow \cos \theta = \frac{m_\ell}{\sqrt{\ell(\ell + 1)}}$$

Ejemplo:

Si un electrón se encuentra en un subnivel 2p, ¿cuántas proyecciones en el plano y en el espacio posee el momento angular orbital \bar{L} ? ¿Cuáles son los posibles valores del ángulo polar (θ)?

Resolución:

Para un subnivel 2p, donde: $n = 2$ y $\ell = 1$ el módulo del momento angular orbital es

$$L = \sqrt{\ell(\ell + 1)} \hbar$$

Como $\ell = 1 \Rightarrow L = \sqrt{1(1 + 1)} \hbar = \sqrt{2} \hbar$

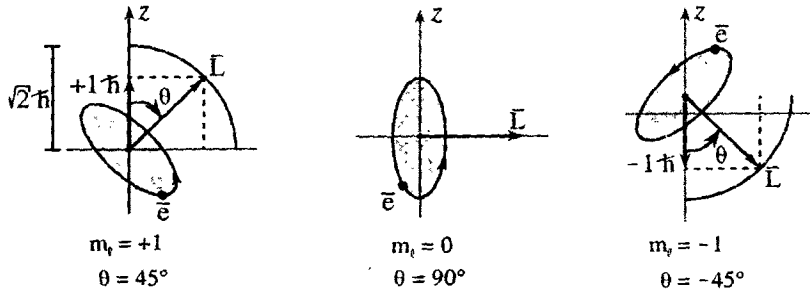
Los valores de m_ℓ son +1, 0, -1, luego

$$L_z = m_\ell \hbar \begin{cases} \rightarrow +1\hbar \\ \rightarrow 0\hbar \\ \rightarrow -1\hbar \end{cases}$$

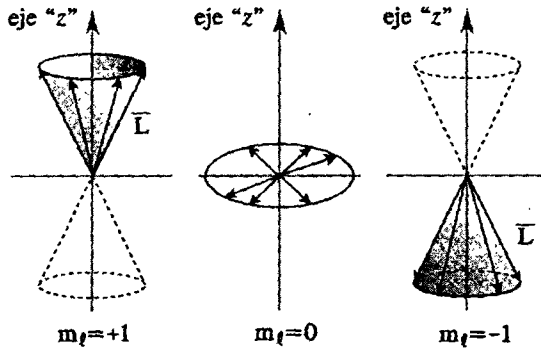
Esto significa 3 orientaciones posibles en el espacio, con los siguientes ángulos "θ", respecto al eje "z".

$$\cos \theta = \frac{L_z}{L} \begin{cases} \rightarrow \cos \theta = \frac{+1\hbar}{\sqrt{2}\hbar} = \frac{1}{\sqrt{2}} \Rightarrow \theta = 45^\circ \\ \rightarrow \cos \theta = \frac{0\hbar}{\sqrt{2}\hbar} = 0 \Rightarrow \theta = 90^\circ \\ \rightarrow \cos \theta = \frac{-1\hbar}{\sqrt{2}\hbar} = \frac{-1}{\sqrt{2}} \Rightarrow \theta = -45^\circ \end{cases}$$

La gráfica de estas orientaciones en el plano son:

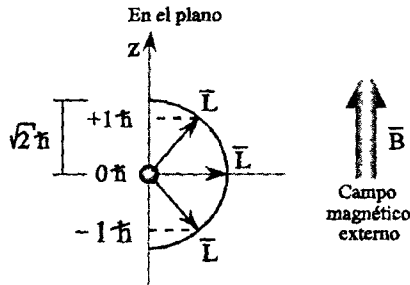


Como esto se desarrolla en el espacio, sus respectivas gráficas espaciales serán:

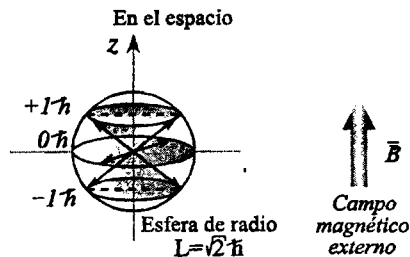


Toda estas gráficas se pueden resumir según la figura 5.10

Figura 5.10 Se presenta un diagrama simplificado que muestra cualquier hemiplano que contiene al eje Z paralelo al campo magnético. \vec{B}



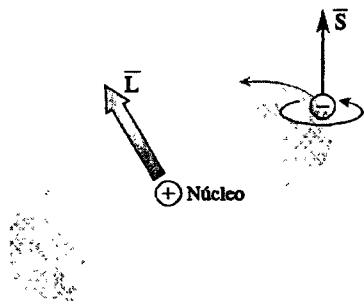
b) Se muestran las tres superficies, dos conos y un círculo, donde se encuentran con mayor probabilidad los vectores del momento angular que concuerdan con los orbitales p.



2. Momento angular de giro o spin del electrón (\vec{S} o \vec{L}_s)

Se atribuye al movimiento de rotación que realiza el electrón alrededor de su propio eje (Goudsmit y Uhlenbeck así lo propusieron para explicar los experimentos de la estructura fina de los espectros atómicos), el cual genera el momento angular spin (\vec{S} ó \vec{L}_s) que es perpendicular al plano de rotación del electrón.

Figura 5.11. El electrón al girar sobre su eje, desarrolla un momento angular específico para él (\vec{S})



El módulo del vector momento angular spin del electrón se cuantifica mediante el número cuántico de spin (s), según:

$$L_s = S = \sqrt{s(s+1)} \hbar$$

La mecánica cuántica relativista de Dirac introdujo el número cuántico spin (s) como una propiedad natural del electrón que sólo puede tomar el valor único $1/2$. Por lo tanto, el único valor posible de momento angular spin es:

$$L_s = S = \sqrt{\frac{1}{2}\left(\frac{1}{2} + 1\right)} \hbar = \frac{\sqrt{3}}{2} \hbar \quad \text{ó} \quad S = 0,87 \hbar$$

Momento angular de spin magnético (\vec{S}_z ó \vec{L}_{sz}).

Es el componente o proyección del momento angular spin en el eje "z", en la dirección del campo magnético externo (\vec{B})

Fue Wolfgang Pauli (1925) quién propuso que el momento angular del spin tuviera propiedades similares al momento angular orbital con la condición de que sólo fueran posibles dos componentes en el eje "z", dirección en la cual actúa un campo magnético externo, \vec{B} . Estos 2 componentes corresponden a las 2 orientaciones observadas para el spin que se designan como \vec{S}_z , cuyo módulo es

$$S_z = m_s \hbar$$

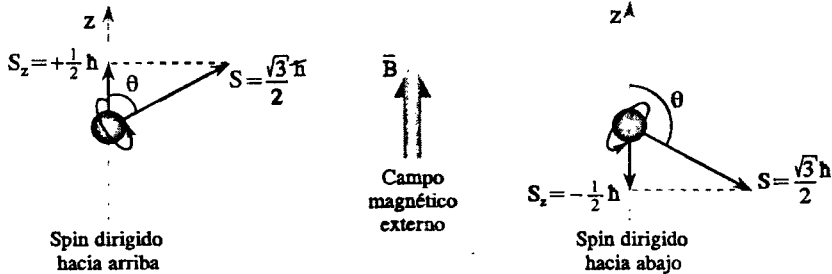
Donde:

m_s , es el número cuántico de spin magnético que posee 2 valores que son $+1/2$ y $-1/2$.

Luego, se obtiene: $S_z = m_s \hbar$ $\left\{ \begin{array}{l} S_z = +1/2 \hbar \\ S_z = -1/2 \hbar \end{array} \right.$

Graficando se tendría:

Figura 5.12 El momento angular de spin del electrón esta espacialmente cuantizado, ya que sólo tiene 2 orientaciones permitidas con respecto a un campo magnético \vec{B} . Una orientación tiene una componente en la dirección Z, tal como $S_z = +\frac{1}{2} \hbar$ y la otra tiene un componente $S_z = -\frac{1}{2} \hbar$

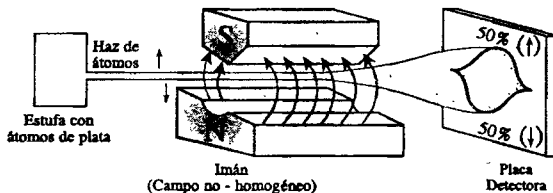


Estas conclusiones teóricas respecto a " S_z ", se produjeron a partir del experimento de Stern-Gerlach.

Experimento de Stern - Gerlach (1922)

Un haz lineal de átomos de plata que han sido previamente calentados en un horno pasa a través de un campo magnético no uniforme e incide sobre una placa de vidrio que actúa como detector. Podemos considerar que el haz está construido por dos haces primarios, uno con átomos cuyos electrones poseen spin hacia arriba y otro con átomos cuyos electrones poseen spin hacia abajo. La fuerza magnética que actúa sobre los átomos de uno de los haces primarios es opuesta a la que actúa sobre el otro, consecuentemente uno de ellos es desviado hacia arriba y el otro hacia abajo. Las 2 proyecciones $+0,5 \hbar$ y $-0,5 \hbar$ del momento angular spin demuestran que siempre esta cuantizado, bien hacia arriba o bien hacia abajo. Esta cuantización de la orientación del momento angular del spin se llama cuantización espacial, justificada teóricamente por Paul Dirac y E. Jordan.

Figura 5.13: En el experimento de Stern-Gerlach, un haz de átomos de plata pasa entre los polos de un imán de intensidad variable (no homogéneo). Se observa que los átomos de plata se desvían en igual cantidad hacia arriba y hacia abajo. Entonces habrá igual distribución de las dos clases de spines, por lo que se detectan dos manchas de igual intensidad en la placa detectora.



Se debe recordar que el átomo de plata posee un orbital desapareado tal como se indica a continuación ${}_{47}\text{Ag} = [{}_{36}\text{Kr}]5s^14d^{10}$.

3. Momento angular total (\vec{J})

Por los conceptos básicos de física, se sabe que si dos vectores se hallan en un punto de origen común, presentarán un vector resultante de ambos, como una suma vectorial; así para los vectores que determina el momento angular orbital (\vec{L}) y el momento angular de giro o spin (\vec{S}) del electrón, se define el momento angular total (\vec{J}) del electrón como:

$$\vec{J} = \vec{L} + \vec{S}$$

El módulo del vector momento angular total (J) está cuantizado de acuerdo con:

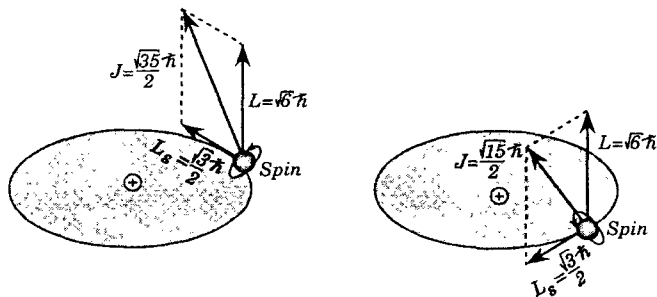
$$J = \sqrt{j(j+1)} h$$

Donde: j , es el número cuántico del momento angular total, el cual posee dos valores para cada valor de " ℓ ", según: $j = \ell \pm s$; como " s " = $\frac{1}{2}$; se obtienen:

$$j \begin{cases} \ell + \frac{1}{2} \\ \ell - \frac{1}{2} \end{cases}$$

Gráficamente se puede representar así:

Figura. 5.14. Muestra los 2 valores del momento angular total (J) de un electrón en el subnivel 3d de acuerdo al modelo vectorial del átomo. La suma vectorial del momento angular orbital \vec{L} y del momento angular del spin \vec{S} determina el momento angular total \vec{J} .



Ejemplo:

Determine los valores del momento angular total (\vec{J}) y realice sus gráficas correspondientes para un electrón en un subnivel 3d.

Resolución:

Para un electrón en 3d se tiene: $n = 3$; $\ell = 2$
Luego el módulo del momento angular orbital (L) sería:

$$L = \sqrt{\ell(\ell+1)} h \Rightarrow L = \sqrt{2(2+1)} h \therefore L = \sqrt{6}h$$

Además, el módulo del momento angular de giro o spin (S) es un valor constante $S = \frac{\sqrt{3}}{2} h = 0,87 h$

Así, el número cuántico del momento angular total (j) será

$$j = 4s \begin{cases} j = 2 + \frac{1}{2} \rightarrow j = \frac{5}{2} \\ j = 2 - \frac{1}{2} \rightarrow j = \frac{3}{2} \end{cases}$$

Finalmente el módulo del vector del momento angular total (J) es:

$$J = \sqrt{j(j+1)} h \begin{cases} J = \sqrt{\frac{5}{2} \left(\frac{5}{2} + 1 \right)} h = \frac{\sqrt{35}}{2} h \\ J = \sqrt{\frac{3}{2} \left(\frac{3}{2} + 1 \right)} h = \frac{\sqrt{15}}{2} h \end{cases}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Respecto al concepto moderno del comportamiento de un electrón, ¿cuál(es) proposición(es) es(son) incorrecta(s)?

- I. El electrón posee una longitud de onda asociada muy pequeña que no puede detectarse con instrumentos de medida.
- II. Es imposible medir simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón con exactitud o precisión.
- III. Los electrones de un átomo ocupan ciertas regiones de probabilidad, llamadas orbitales atómicos.

Resolución:

Analizamos cada una de las proposiciones

- I. Es falso, porque el electrón posee un comportamiento onda-partícula según Luis de Broglie, la longitud de onda asociada está dado por:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Entonces, cuando la masa es pequeña como la del electrón, su longitud de onda es un valor alto y los instrumentos de medida detectan dicho valor.

- II. Es verdadero, porque corresponde al principio de incertidumbre de Heisenberg, según el cual el electrón no tiene una trayectoria definida en el espacio, sino que se mueve en regiones de probabilidad (orbitales).
- III. Es verdadero, en el átomo actual los electrones ocupan orbitales o regiones de probabilidad, las que a su vez forman subniveles.

Rpta: I

Problema 2

Determine la relación de las longitudes de onda de una partícula "β" y una partícula "α" usando sus respectivas velocidades promedio con las cuales son emitidas por un radioisótopo

Resolución:

Para una partícula "β" la velocidad promedio es $v_\beta = 270\,000 \text{ km/s}$

Para una partícula "α" la velocidad es $v_\alpha = 20\,000 \text{ km/s}$ luego según el principio onda-partícula.

La relación de longitudes de onda es:

$$\frac{\lambda_\beta}{\lambda_\alpha} = \frac{h/m_\beta \cdot v_\beta}{h/m_\alpha \cdot v_\alpha} = \frac{m_\alpha \cdot v_\alpha}{m_\beta \cdot v_\beta} \quad \dots \quad (I)$$

Recordando que las masas de las partículas tienen la relación

$$m_\alpha \approx 4 m_{\text{protón}} = 4 m_p$$

$$m_\beta = m_{\text{electrón}} = m_e$$

Además se sabe: $m_p = 1836 m_e$

Reemplazando en la ecuación (I)

$$\frac{\lambda_\beta}{\lambda_\alpha} = \frac{(4m_p) (20\,000 \text{ km/s})}{(m_e) (270\,000 \text{ km/s})}$$

$$\rightarrow \frac{\lambda_\beta}{\lambda_\alpha} = \frac{(4 \times 1836 m_e) (20\,000 \text{ km/s})}{(m_e) (270\,000 \text{ km/s})} = 544$$

Problema 3

Indique los enunciados que no corresponden a los números cuánticos.

- I. El número cuántico secundario o azimutal (l) determina el subnivel de energía y la forma del orbital.
- II. El número cuántico magnético (m_l) define el orbital donde se encuentra el electrón en un determinado subnivel y la orientación espacial del orbital.
- III. El número cuántico principal (n) determina el nivel de energía y el tamaño o volumen del orbital.
- IV. El número cuántico de spin magnético (m_s) nos indica el sentido de giro del electrón alrededor del núcleo.
- V. Los 4 números cuánticos derivan de la ecuación de onda de Schrödinger.

**Resolución:**

El número cuántico de spin magnético nos indica el sentido de giro del electrón alrededor de su propio eje (sentido de rotación), así:

$m_s = +1/2$ rotación antihoraria.

$m_s = -1/2$ rotación horaria.

Por otro lado, de la ecuación de onda de Schrödinger, solo pueden derivarse los 3 primeros números cuánticos (n , ℓ y m_ℓ). Años más tarde Paul Dirac introduce el cuarto número cuántico (m_s) según la mecánica cuántica relativista

Rpta: IV y V

Problema 4

Una de las siguientes proposiciones es incorrecta:

- A) En un nivel de energía "n" existen "n-1" subniveles.
 B) En un subnivel de energía con un valor de "l", máximo existen (2n-1) orbitales.
 C) En un nivel de energía "n", hay "n²" orbitales.
 D) En un subnivel de energía "l" hay un máximo de "4l+2" electrones.
 E) En un nivel de energía "n" el número máximo de electrones también puede expresarse

$$\text{como: } \sum_{\ell=0}^{n-1} (4\ell + 2)$$

Resolución:

Evaluamos cada proposición:

- A) Es falso, porque el número de subniveles coincide con el valor del número cuántico principal o nivel de energía "n". Por ejemplo en el nivel n=3 hay 3 subniveles (s, p y d).
 B) Es verdadero, porque en un subnivel hay (2l+1) orbitales, pero cuando "l" es máximo se cumple $\ell = n-1$, entonces el número de orbitales = $2\ell + 1$.

$$= 2(n-1) + 1$$

$$= 2n - 1$$

 C) Es verdadero, porque en un nivel de energía "n", el número máximo de electrones es $2n^2$, pero cada orbital contiene 2 electrones como máximo, entonces:

$$\text{Número de orbitales} = \frac{2n^2}{2} = n^2$$

D) Es verdadero, porque en un subnivel el número de orbitales es $2\ell + 1$, pero un orbital posee un máximo de $2e^-$, entonces:

$$\text{número máximo de electrones} = 2(2\ell + 1) = 4\ell + 2$$

E) Es verdadero, porque en un nivel de energía el número máximo de electrones se puede obtener sumando el número máximo de electrones de sus respectivos subniveles (4l+2)

Rpta: A

Problema 5

Determinar qué valores de números cuánticos son probables para un electrón del orbital f.

n	l	m_ℓ	m_s
A) 4	3	-4	$\pm 1/2$
B) 3	1	-1	$\pm 1/2$
C) 2	2	0	$\pm 1/2$
D) 3	1	+2	$\pm 1/2$
E) 5	3	-2	$\pm 1/2$

Resolución:

El subnivel "f" ($\ell=3$) sólo existe en niveles superiores a 3, o sea $n \geq 4$. Entonces las posibles soluciones serán: (A) y (E). Analicemos cada una de ellas.

A) Es incorrecta, porque, para

$$\ell = 3 \Rightarrow m_\ell = \pm 3, \pm 2, \pm 1, 0$$

y no puede tomar valor "-4"

E) Es correcta, porque para

$$\ell = 3 \Rightarrow m_\ell = \pm 3, \pm 2, \pm 1, 0$$

y entonces el valor "-2" está permitido.

Rpta: E

Problema 6

Establezca la relación correcta entre los números cuánticos y sus significados.

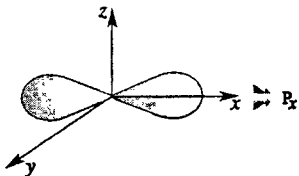
- I. n, ℓ , m_ℓ II. n, ℓ , m_ℓ y m_s III. $\ell = 1$
 IV. n + ℓ V. m_ℓ

- a) Orbitales dlobulares
 b) Energía relativa de un orbital
 c) Orientación espacial del orbital
 d) Definen a un orbital
 e) Definen a un e^-

Resolución:

Debemos recordar que un valor de "n" determina el nivel de energía del electrón. Los valores de "n" y "l", un subnivel.

Los valores de "n", "l" y "m_l" definen a un orbital. Los valores de los 4 números cuánticos definen a un electrón (e). Además para l=1, el subnivel "p" posee orbitales con 2 lóbulos (dibolulares).

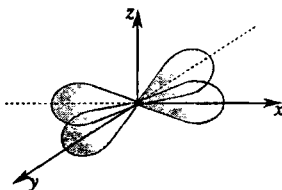


Por otro lado la energía relativa de un orbital es la suma de valores de "n" y "l"

Rpta: I-d, II-c, III-a, IV-b, V-c

Problema 7

Para un electrón que se encuentra en el siguiente orbital



Marque lo incorrecto:

- A) El valor mínimo del número cuántico principal es n = 3.
- B) El único valor del número cuántico secundario es l = 2.
- C) Los valores posibles del número cuántico magnético son:
m_l = -2, -1, 0, +1, +2
- D) Los valores posibles del número cuántico de spin son +1/2 ó - 1/2
- E) El electrón pertenece al átomo de un elemento donde: z ≤ 20

Resolución:

El electrón corresponde a un orbital tipo "d" (tetralobular), específicamente es d_{x²-y²}

Luego para un subnivel "d" (l=2) lo que corresponde a un valor mínimo de "n" = 3

→ l = 0, 1 y 2.

Por otro lado, si l = 2, el número cuántico magnético puede tomar cualquiera de los siguientes valores:

m_l = ±2, ±1, 0

Además, para un elemento cuyo Z = 20, su distribución electrónica es:

1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶, 4s²

Como se observa, no posee orbitales "d".

Rpta: E

Problema 8

¿Qué proposición es incorrecta?

- I. En un determinado nivel, el orden de estabilidad de los subniveles es:
f < d < p < s
- II. El orbital 1s es el de mayor estabilidad para todos los átomos.
- III. Los orbitales 4p_x y 5s son "degenerados".
- IV. En un átomo excitado, también se aplica el principio de aufbau.

Resolución:

Revisando cada enunciado

- I. Es verdadero, porque tomando como ejemplo el 4to. nivel el orden de energía relativa es:

4s < 4p < 4d < 4f

y como la estabilidad es inversa a la energía, se cumple:

4f < 4d < 4p < 4s

- II. Es verdadero, porque el orbital 1s posee la menor energía relativa y por lo tanto la mayor estabilidad.
- III. Es verdadero, porque, al compararlos, sus energías relativas son iguales

Orbitales	n	l	E _r
4p _x	4	1	5
5s	5	0	5

IV. Es falso, porque cuando un átomo esta excitado se producen transiciones electrónicas de estados de menor a mayor energía, por lo que no se cumplen los principios de la distribución electrónica.

Rpta: IV

Problema 9

Dada las siguientes distribuciones electrónicas:

$$X: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$$

$$Y: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 4s^1$$

¿Qué enunciado es correcto?

- A) Las distribuciones electrónicas de X e Y corresponden a elementos diferentes.
- B) En X, el átomo se encuentra en su estado excitado
- C) En Y, el átomo se encuentra en estado basal.
- D) Las distribuciones electrónicas de X e Y pertenecen a elementos consecutivos.
- E) Las distribuciones electrónicas de X e Y corresponden al mismo elemento.

Resolución:

La distribución electrónica en X corresponde a un elemento cuyo $Z=12$ y se encuentra en estado basal de acuerdo al principio de aufbau.

La distribución electrónica en Y corresponde al mismo elemento, pero se encuentra en estado excitado por la transición de un e^- del 3er. nivel al 4to. nivel.

$$X: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0 4s^0 \left. \vphantom{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0 4s^0} \right\} \text{Estado basal}$$

$$Y: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 4s^1 \left. \vphantom{1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 4s^1} \right\} \text{Estado excitado}$$

Rpta: E

Problema 10

¿Cuántos elementos poseen 2 orbitales desapareados en el tercer nivel de energía?

Resolución:

De acuerdo a la condición, realizamos la distribución electrónica hasta el 3er. nivel y aplicamos la regla de Hund para obtener 2 orbitales desapareados.

Primera solución:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 \left\{ \begin{array}{l} \uparrow \uparrow \\ 3p_x \ 3p_y \ 3p_z \end{array} \right.$$

Hay 2 orbitales desapareados y corresponden a $Z = 14$ (Si)

Segunda solución:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \left\{ \begin{array}{l} \uparrow \uparrow \uparrow \\ 3p_x \ 3p_y \ 3p_z \end{array} \right.$$

corresponden a $Z = 16$ (S)

Tercera solución:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2 \left\{ \begin{array}{l} \uparrow \uparrow \\ _ _ _ _ \end{array} \right.$$

corresponden a $Z = 22$ (Ti)

Cuarta solución:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8 \left\{ \begin{array}{l} \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \\ _ _ _ _ \end{array} \right.$$

corresponden a $Z = 28$ (Ni)

Rpta: 4

Problema 11

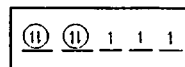
Determine la cantidad de electrones que posee un catión trivalente, sabiendo que su átomo neutro posee 12 orbitales llenos y el resto semillenos.

Resolución:

Si el átomo X^0 posee 12 orbitales llenos y el resto semillenos, su configuración es:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$$

10 orbitales llenos



En total se observan 12 orbitales llenos y el $Z=27$.
Luego para el catión trivalente $_{27}X^{+3}$

$$\text{Número de electrones} = 27 - 3 = \boxed{24}$$

Problema 12

¿Cuántos electrones desapareados hay en cada uno de los siguientes iones: S^{2-} , Cl^- y Ni^{2+} respectivamente?

Z : S = 16, Cl = 17, Ni = 28

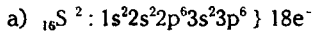
Resolución:

Para la distribución electrónica de iones debe considerarse lo siguiente:

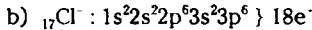
En un anión (ion negativo) la distribución electrónica es equivalente a la de un átomo neutro con el mismo número de electrones.

En un catión (ion positivo) la distribución electrónica se realiza teniendo en cuenta que el átomo empieza a perder electrones en el último nivel.

Así tenemos:

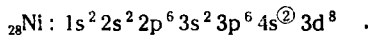


Se observa que no hay orbitales desapareados

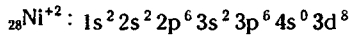


Se observa que no hay orbitales desapareados

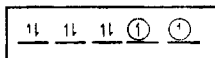
c) En este caso partimos del átomo neutro:



Luego que el átomo se ioniza perdiendo $2e^-$ del cuarto nivel (es el nivel más externo), la distribución electrónica del ion es



Regla de Hund



Posee 2 orbitales desapareados

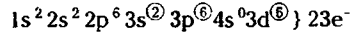
Problema 13

Un catión divalente posee 13 electrones en la capa "M". Indique qué conjunto de números cuánticos no es probable para un electrón de su átomo neutro en su estado no excitado.

- | n | ℓ | m_ℓ | m_s |
|------|---|----------|-----------|
| A) 3 | 2 | 0 | $\pm 1/2$ |
| B) 1 | 0 | 0 | $\pm 1/2$ |
| C) 4 | 0 | 0 | $\pm 1/2$ |
| D) 2 | 1 | -1 | $\pm 1/2$ |
| E) 4 | 2 | +1 | $\pm 1/2$ |

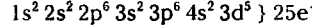
Resolución:

Para el catión divalente, se considera que ha perdido $2e^-$ en el último nivel (cuarto nivel), entonces su distribución electrónica (D.E.) es



como se observa, también posee $2+6+5 = 13e^-$ en el tercer nivel (capa M)

Luego la D.E. de su átomo neutro es



Se observa que no posee electrones en el subnivel 4d, donde $n = 4$ y $\ell = 2$

Rpta: E

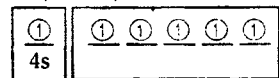
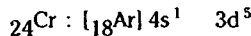
Problema 14

Considerando las anomalías en la distribución electrónica del grupo del cromo ($_{24}Cr$ y $_{42}Mo$) y en el grupo del cobre ($_{29}Cu$, $_{47}Ag$ y $_{79}Au$), marque verdadero (V) o falso (F) según corresponda

- I. El $_{24}Cr$ posee 4 orbitales desapareados
- II. El ion $_{24}Cr^{+1}$ es isoelectrónico con el ion $_{25}Mn^{+2}$
- III. Los números cuánticos del único electrón desapareado del cobre son: $n=3, \ell=2, m_\ell=-2, m_s=+1/2$.

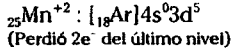
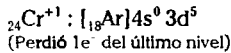
Resolución:

I. Es falso, porque para el cromo, la distribución electrónica más estable es:

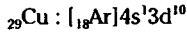


Se observa 6 orbitales desapareados

II. Es verdadero, porque las distribuciones electrónicas de ambos cationes son iguales:



III. Es falso, porque la D.E. más estable del átomo de cobre es:



Donde se observa que el único electrón desapareado posee notación cuántica

$n = 4, \ell = 0, m_\ell = 0$ y $m_s = +1/2$

Rpta: FVF

Problema 15

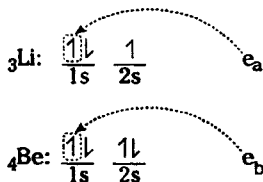
Considerando el principio de exclusión de Pauli (1925), ¿qué enunciado no corresponde?

- I. En un orbital apareado de un átomo al estado basal, 2 electrones poseen necesariamente spin contrario.
- II. Dos electrones que pertenecen a átomos diferentes pueden tener los 4 valores de sus números cuánticos iguales.
- III. Dos electrones que pertenecen a un átomo excitado pueden poseer todos sus números cuánticos iguales.
- IV. Dos electrones que pertenecen a orbitales diferentes en un mismo átomo necesariamente se diferencian en el número cuántico magnético.

Resolución:

- I. Es verdadero, pues según el principio de exclusión de Pauli, 2 electrones en un mismo átomo no pueden tener sus cuatro números cuánticos iguales.
- II. Es verdadero, pues si $2e^-$ son de átomos diferentes, sus cuatro números cuánticos pueden ser iguales

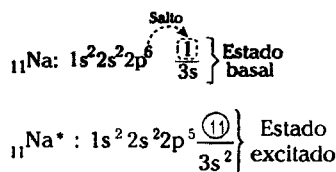
Ejemplo:



Como se observa e_a y e_b poseen $n = 1$, $l = 0$, $m_l = 0$ y $m_s = +1/2$

- III. Es verdadero

Ejemplo:



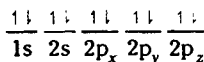
Los números cuánticos de los 2 electrones del último nivel del átomo de sodio excitado son iguales: 3, 0, 0, $+1/2$.

- IV. Es falso, porque los orbitales pueden corresponder a diferentes subniveles y el número cuántico magnético puede coincidir:

Rpta: Sólo IV

Problema 16

El ión Y^{2+} tiene la siguiente distribución electrónica orbital-spin.



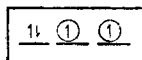
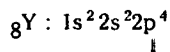
Indicar lo que no corresponde

- A) El ión es diamagnético.
- B) El elemento Y es probablemente divalente.
- C) El átomo neutro posee 2 electrones desapareados.
- D) El número atómico del elemento es 10
- E) La suma de los números cuánticos de su último electrón es 1,5.

Resolución:

Evaluamos las proposiciones:

- A) Es verdadero, pues el diamagnetismo es la oposición que presenta una especie atómica a la acción de un campo magnético (polos de un imán) y ocurre cuando todos los orbitales están apareados.
- B) Es verdadero, porque en la distribución electrónica del átomo neutro se observa 2 orbitales desapareados



Considere que la valencia puede tomarse como el número de orbitales desapareados.

- C) Es verdadero, por lo explicado en (B).
- D) Es falso, porque $Z = 8$

E) Es verdadero, porque, en la distribución electrónica del anión Y^{2-} , el último electrón esta apareado y en el orbital $2p_x$, donde:

$$n = 2, \ell = 1, m_x = -1, m_y = -1/2$$

$$2p^6 < \begin{array}{ccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline 2p_x & 2p_y & 2p_z \\ m_l \Rightarrow & +1 & 0 & -1 \end{array}$$

Sumando los números cuánticos:

$$2 + 1 - 1 - \frac{1}{2} = 1,5$$

Rpta: D

Problema 17

Determine el número de orbitales apareados en el átomo de un elemento paramagnético si el valor de su momento magnético " μ " es 6,93 y posee 5 niveles de energía.

Resolución:

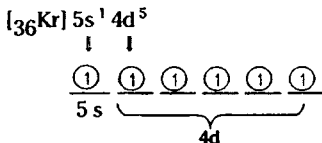
Un elemento paramagnético es aquel que se atrae con un campo magnético y esta propiedad esta relacionada en forma directa con el número de orbitales desapareados:

$$\mu = \sqrt{k(k+2)}$$

Por dato:

$$6,93 = \sqrt{k(k+2)}$$

Luego, por tanteo, teniendo en cuenta que "k" es un número entero y positivo, se obtiene $k=6$, es decir, 6 orbitales desapareados y por dato 5 niveles de energía, entonces su distribución electrónica es:



En consecuencia, el elemento posee un número atómico igual a 42, se trata de molibdeno ($_{42}Mo$) Posee 36e apareados, esto es 18 orbitales apareados

Problema 18

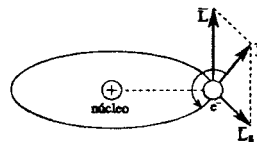
Respecto al modelo vectorial del átomo, diga Ud. qué enunciado es incorrecto

- A) Explica los espectros de absorción y emisión, para átomos polieletrónicos.
- B) Los momentos angulares del electrón están cuantificados por los números cuánticos.
- C) El vector momento angular spin (\vec{L}_s) está cuantizado por valores de " m_s ".
- D) Para un electrón en un orbital 3d, uno de los valores para la magnitud del momento angular total (\vec{J}) es $\frac{\sqrt{15}}{2} h$
- E) El vector momento angular orbital es siempre perpendicular al plano que contiene al vector posición y momento lineal.

Resolución:

Analicemos cada proposición:

- A) Es verdadero, porque el modelo vectorial está basado en los principios de la mecánica cuántica, por lo tanto, explica los espectros atómicos de átomos monoeléctricos y polieletrónicos.
- B) Es verdadero, porque el modelo vectorial plantea que para el movimiento de un electrón alrededor del núcleo existe el momento angular orbital (\vec{L}) y para su movimiento de rotación alrededor de su propio eje existe el momento angular spin (\vec{L}_s). Según el gráfico:



las magnitudes de los momentos angulares son: $L = \sqrt{\ell(\ell + 1)} h$

$$L_s = \sqrt{s(s + 1)} h$$

- C) Es falso, porque el momento angular spin tiene un valor único.

$$L_s = \frac{\sqrt{3}}{2} h$$

D) Es verdadero, para un orbital "d" ($\ell = 2$), entonces la magnitud del momento angular total \bar{J} ($\bar{J} = \bar{L} + \bar{S}$) es: número cuántico del momento angular total.

Además:

$$j \begin{cases} \ell + s = 2 + \frac{1}{2} = \frac{5}{2} \\ \ell - s = 2 - \frac{1}{2} = \frac{3}{2} \end{cases}$$

Reemplazando, "J" toma 2 valores

$$J = \sqrt{5/2 (5/2 + 1)} \hbar = \frac{\sqrt{35}}{2} \hbar \text{ ó}$$

$$J = \sqrt{3/2 (3/2 + 1)} \hbar = \frac{\sqrt{15}}{2} \hbar$$

E) Es verdadero, por lo visto en la parte teórica.

Resp. C

Problema 19

Para un electrón cuyos números cuánticos son: $n=5$, $\ell=3$, $m_\ell=+3$, $m_s=-1/2$, determine los valores de los momentos angulares \bar{L} , \bar{S} y \bar{J} , así como sus respectivas proyecciones frente a un campo magnético externo \bar{B} . Indique los valores del momento angular total.

Resolución:

Como $\ell=3$, entonces el momento angular orbital

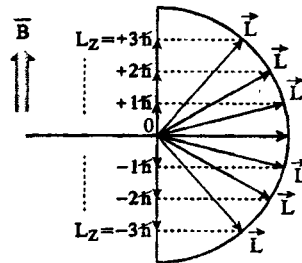
es: $L = \sqrt{3(3 + 1)} \hbar = 2\sqrt{3} \hbar$

Su proyección en la dirección de un campo magnético es $L_z = m_\ell \hbar$

$$L_z = m_\ell \hbar \begin{cases} +3\hbar \\ +2\hbar \\ +1\hbar \\ 0 \\ -1\hbar \\ -2\hbar \\ -3\hbar \end{cases}$$

Es decir 7 proyecciones

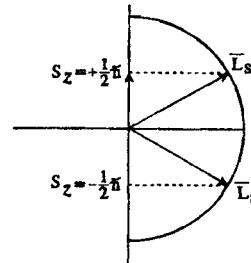
Gráficamente serán:



El momento angular spin es:

$$S = \sqrt{s(s + 1)} \hbar = \frac{\sqrt{3}}{2} \hbar$$

Sus proyectos S_z son: $S_z = m_s \hbar \begin{cases} +0,5 \hbar \\ -0,5 \hbar \end{cases}$



El momento angular total posee 2 valores:

$$J = \sqrt{j(j + 1)} \hbar$$

Donde: j = número cuántico del momento angular total, posee 2 valores fraccionarios

$$j \begin{cases} \ell + s = 3 + 1/2 = 7/2 \\ \ell - s = 3 - 1/2 = 5/2 \end{cases}$$

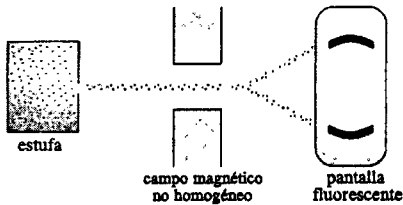
Reemplazando, obtenemos 2 valores:

$$J = \sqrt{7/2(7/2 + 1)} \hbar = \frac{\sqrt{63}}{2} \hbar \text{ ó}$$

$$J = \sqrt{5/2(5/2 + 1)} \hbar = \frac{\sqrt{35}}{2} \hbar$$

Problema 20

De acuerdo al siguiente gráfico del experimento de Stern y Gerlach, qué distribución electrónica no presenta el efecto observado en el experimento.



Resolución:

El experimento de Stern y Gerlach demostró que el momento angular spin (S) del electrón posee 2 orientaciones probables en el espacio y son de sentido contrario, por lo que el número cuántico de spin magnético (m_s) toma 2 valores:

$$m_s = +1/2 \quad \text{ó} \quad m_s = -1/2$$

Esto se observa experimentalmente en átomos con 1 orbital desapareado.

Problema 21

Para evidenciar experimentalmente el comportamiento ondulatorio del electrón, se empleó un cristal de cloruro de cesio con una "rejilla" en la que la menor distancia entre los iones fue $3,5 \text{ \AA}$ ¿a qué velocidad se deben bombardear los electrones para que su longitud de onda asociada coincida con este parámetro de malla cristalina?

Datos: $m_e = 9,11 \times 10^{-28} \text{ g}$

$$h = 6,62 \times 10^{27} \text{ ergio.s}$$

Resolución:

Como la distancia interiónica en el CsCl es del orden atómico, se asume entonces como la longitud de onda asociada al electrón:

$$\lambda = 3,5 \text{ \AA} = 3,5 \times 10^{-8} \text{ cm}$$

$$m = 9,11 \times 10^{-28} \text{ g}; h = 6,62 \times 10^{27} \text{ erg.s}$$

$$v = ???$$

$$\text{Por de Broglie: } \lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

$$v = \frac{h}{m\lambda} = \frac{6,62 \times 10^{-27} \text{ g} \cdot \frac{\text{cm}^2}{\text{s}^2} \cdot \text{s}}{(9,11 \times 10^{-28} \text{ g})(3,5 \times 10^{-8} \text{ cm})}$$

$$= 2,08 \times 10^8 \text{ cm/s}$$

$$v = 2080 \text{ km/s}$$

Problema 22

De acuerdo al modelo mecano-cuántico de Schrödinger señale verdadero (V) o falso (F):

- I. La función de onda " ψ " es la función de probabilidad del orbital.
- II. En el átomo de hidrógeno, la máxima probabilidad electrónica se dará a una distancia radial $r=0,529 \text{ \AA}$
- III. Los números cuánticos que resultan de su resolución son n, ℓ, m_ℓ y m_s .
- IV. Es un modelo netamente estadístico donde es más apropiado usar el valor promedio de sus variables

Resolución:

En la ecuación de Schrödinger:

$\psi \rightarrow$ Función de onda (orbital) cuya solución da los 3 primeros números cuánticos (n, ℓ, m_ℓ)

$\psi^2 \rightarrow$ Función probabilidad. En el átomo de hidrógeno la probabilidad electrónica es máxima a $r = 0,529 \text{ \AA}$.

En términos de probabilidad, las variables que se toman son generalmente promedios.

Rpta: FVFFV

Problema 23

Relacione adecuadamente las proposiciones:

- I. Número cuántico principal (n)
- II. Número cuántico azimutal (ℓ)
- III. Número cuántico magnético (m_ℓ)
- IV. Número cuántico de spin magnético (m_s)

- Indica la orientación espacial del orbital y cuantifica el momento angular orbital magnético (\bar{L}_z).
- Indica el sentido de rotación del electrón y toma dos valores ($\pm 50\%$) según el experimento de Stern-Gerlach.
- Nos da la idea del tamaño del orbital y el contenido energético principal del electrón.
- Indica la forma geométrica del orbital y cuantifica el modulo del vector momento angular orbital

Resolución:

Según el significado y/o concepto de los números cuánticos y su relación con el modelo atómico vectorial.

Rpta: Ic - IId - IIIa - IVb

Problema 24

Según las siguientes configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ B: $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$

Las proposiciones correctas serán:

- En "A" la configuración es en estado basal.
- Si "A" y "B" son del mismo elemento, entonces "B" está en estado excitado.
- El paso de "A" a "B" requiere absorción de un fotón.
- La configuración electrónica de "A" es incorrecta.

Resolución:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ B: $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$

A y B son átomos neutros y poseen la misma cantidad de electrones y también el mismo "Z", por lo tanto, se trata del mismo elemento químico.

Pero la parte terminal de la configuración es diferente pues "A" al absorber 1 fotón, su electrón externo $3s^1$ se promovió a $4s^1$, entonces "B" está en un estado excitado.

Rpta: I, II y III

Problema 25

Un átomo "E" posee la mitad más uno de la cantidad máxima de electrones que puede tener otro átomo en orbitales de energía relativa 6, en su subnivel también de energía relativa 6. Determine el número atómico mínimo del átomo "E".

Resolución:

Los orbitales de energía relativa 6 son:

$6s^2, 5p^6$ y $4d^{10} \rightarrow 18 \bar{e}$, máximo

$$E_R = 6 = n + \ell$$

$$6 \quad 0 \dots \dots 6s$$

$$5 \quad 1 \dots \dots 5p$$

$$4 \quad 2 \dots \dots 4d$$

El átomo en mención debe tener 10 electrones (la mitad de 18 más 1) en "4d"

${}_Z E \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$

Como es átomo neutro:

$$Z = N^\circ \bar{e} = 47$$

 \uparrow

$$E_R = 6$$

Problema 26

En el átomo de Bohr la velocidad que posee el electrón en una órbita es $1,1 \times 10^8$ cm/s si absorbe una energía igual a $5,2 \times 10^{12}$ ergios.

¿A qué nivel salta el electrón?

Dato:

$$1 \text{ e.v.} = 1,6 \times 10^{12} \text{ ergios}$$

Resolución:

Sea: $n_1 =$ nivel inicial $n_2 =$ nivel final

$$\bar{v}_1 = \frac{2,2 \times 10^8}{n_1} \text{ cm/s} = 1,1 \times 10^8 \text{ cm/s} \Rightarrow n_1 = 2$$

Para salto electrónico se aplica:

$$\Delta E = 13,6 \text{ eV} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \dots (\alpha)$$

Reemplazando en α

$$5,2 \times 10^{12} \text{ ergios} = 13,6 \text{ eV} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \times \frac{1,6 \times 10^{12} \text{ ergios}}{1 \text{ eV}}$$

$$\therefore n_2 = 5$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

Dadas las siguientes proposiciones, indicar verdadero (V) o falso (F)

I. Las propiedades ondulatorias de una partícula se manifiesta con mayor significación a nivel de microcosmos.

II. Según de Broglie, la longitud de onda de las ondas de materia está definida

$$\text{como: } \lambda = \frac{h}{p}$$

III. La propiedad dual de los cuerpos materiales se manifiesta en forma simultánea en un determinado fenómeno.

- A) VVV B) VFV C) VVF
D) FVV E) FVF

Determine la mínima incertidumbre de la velocidad en m/s para un electrón, cuya incertidumbre en la posición es 10^{-10} m

- A) $0,58 \times 10^{12}$ B) $3,4 \times 10^4$ C) $5,8 \times 10^5$
D) $4,8 \times 10^7$ E) $5,9 \times 10^8$

De las siguientes proposiciones referentes a los números cuánticos n y ℓ respectivamente, diga cuál es correcta:

- A) La forma de la capa electrónica en un nivel de energía y la energía del electrón
B) Los movimientos de los electrones y energía del electrón en un instante dado.
C) El volumen de la región en la cual se mueven los electrones y la forma del orbital
D) El nivel energético principal y la forma del orbital
E) Los niveles de energía del electrón en un estado dado y los movimientos de los electrones.

4. Respecto a los números cuánticos señale la proposición incorrecta:

- A) n : define el volumen del orbital
B) ℓ : determina la orientación espacial del orbital
C) m_ℓ : cada valor define un orbital atómico dentro de un subnivel
D) m_s : indica el sentido de rotación del electrón alrededor de su eje imaginario.
E) El juego de valores de n , ℓ y m_ℓ definen las características de un orbital atómico y resultan de la ecuación de Schrödinger

5. De acuerdo a la configuración electrónica, marcar la proposición incorrecta

- A) El máximo número de electrones en un nivel está dado por $2n^2$.
B) En un subnivel, el máximo número de electrones está dado por $2(2\ell + 1)$.
C) En un orbital hay como máximo dos electrones.
D) En un mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan sus cuatro números cuánticos iguales.
E) En todo átomo los electrones ocupan estados de mayor energía preferentemente para tener mayor estabilidad.

6. Respecto a la distribución electrónica, indicar lo que no corresponde:

- A) Según la notación $3d_{xy}^2$, existen 2 electrones con el mismo valor de " m_ℓ ".
B) Teóricamente, en nivel 7 pueden existir a lo mas 98 electrones.
C) En un subnivel difuso, existen a lo más 5 electrones que poseen $m_s = +1/2$
D) Según la notación $7p^2$, necesariamente los 2 electrones tienen igual " n " y " ℓ "
E) El catión ${}_{25}\text{Mn}^{+2}$ es isoelectrónico con el átomo neutro ${}_{23}\text{V}$

7. Se tienen 3 electrones cuyos números cuánticos $n, \ell, m, y m_s$, son respectivamente:
 Electrón I : 3, 0, 0, +1/2
 Electrón II : 3, 2, 0, -1/2
 Electrón III : 3, 2, -2, +1/2
 Con respecto a la energía de los electrones I, II y III podemos afirmar
- A) I = II = III B) I < II < III C) I > II > III
 D) I < II = III E) I > II = III
8. El átomo de un elemento presenta 4 niveles de energía y 9 electrones en la capa "M". ¿Cuáles son los números cuánticos del último y penúltimo electrón en distribuirse de su catión monovalente, respectivamente?
- A) (3, 2, -2, +1/2) y (3, 0, 0, +1/2)
 B) (4, 0, 0, +1/2) y (4, 0, 0, -1/2)
 C) (3, 2, +2, +1/2) y (4, 0, 0, +1/2)
 D) (4, 2, -2, +1/2) y (3, 0, 0, +1/2)
 E) (4, 2, -2, -1/2) y (3, +2, -2, +1/2)
9. La configuración electrónica de un átomo neutro en su estado basal es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. A partir de esta única información deduzca en el orden respectivo:
- Número de electrones no apareados.
 - Número de electrones en la capa de valencia.
 - Número atómico.
- A) 4, 4, 14 B) 2, 4, 14 C) 3, 2, 14
 D) 3, 6, 28 E) 2, 8, 14
10. Cierta catión divalente posee $2\bar{e}$ en la capa "O" y además su número de masa es igual a 118. Determinar la cantidad de neutrones.
- A) 36 B) 52 C) 68
 D) 34 E) 28
11. En un átomo no excitado, el juego de los probables cuatro números cuánticos para el último electrón en distribuirse son:
 $n = 4, \ell = 1, m_\ell = 0, m_s = -1/2$
 Este átomo es isóbaro con Kr-80. ¿Cuál es el número de neutrones?
- A) 35 B) 45 C) 47
 D) 55 E) 48
12. Un catión divalente posee 18 electrones en los subniveles difusos. Indique la proposición incorrecta:
- A) El átomo neutro posee 5 niveles de energía
 B) El número atómico es 46
 C) El átomo neutro es paramagnético
 D) El último electrón tiene los probables números cuánticos: 4, 2, 0, -1/2.
 E) El catión divalente es isoelectrónico con $^{101}_{44}\text{Ru}$
13. Señalar la distribución electrónica indicada incorrectamente:
- A) $^{20}\text{Ca}^{+2} = [^{18}\text{Ar}]4s^0$
 B) $^{7}\text{N} = \frac{1 \uparrow 1 \uparrow 1 \uparrow}{1s} \frac{1 \uparrow 1 \uparrow}{2s} \frac{1 \uparrow}{2p_x} \frac{1 \uparrow}{2p_y} \frac{1 \uparrow}{2p_z}$
 C) $^{27}\text{Co}^{+3} = [^{18}\text{Ar}]4s^2 3d^4$
 D) $^{17}\text{Cl}^1 = [^{10}\text{Ne}]3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2$
 E) $^{24}\text{Cr} = [^{18}\text{Ar}]4s^1 3d^5$
14. De las proposiciones:
- El ^{29}Cu posee 9 electrones en orbitales con energía relativa 5.
 - La susceptibilidad magnética del ^{24}Cr es 6,93 por lo tanto tiene 6 electrones desapareados
 - El átomo de plata ($Z = 47$) pertenece al grupo del cobre, entonces su configuración sobre: $[^{36}\text{Kr}]5s^1 4d^{10}$ Es (son) correcta(s):
- A) Sólo I B) II y III C) Sólo II
 D) I y II E) I, II, III

15. Señale la especie química que presenta mayor paramagnetismo (mayor momento magnético)
- A) Mg(Z = 12) B) Sc⁺³ (Z = 21)
 C) Fe(Z = 26)
 D) O²(Z = 8) E) Cr(Z = 24)
16. La susceptibilidad magnética (μ) del niobio (Z=41) es 5,9. ¿Cuál es su configuración electrónica?
- A) [Kr]5s²d³ B) [Kr]5s¹4d⁴ C) [Kr]5s⁰4d⁵
 D) [Kr]5s⁰4d⁴ E) [Ar]4s²3d³
17. Indicar verdadero (V) o falso (F) respecto a las siguientes proposiciones
- I. Los momentos angulares se generan por los movimientos del electrón.
 - II. El número cuántico de spin posee un valor único que es 1/2.
 - III. Para un electrón se tiene 2 valores del momento angular total (\bar{J})
 - IV. Si $\ell=1$ y $\cos\theta = \frac{L_z}{L}$, entonces $\theta=45^\circ$ (valor único).
 - V. El momento angular orbital, aumenta a medida que el electrón se aleja del núcleo.
- A) VFFFF B) VFVVF C) VVVVF
 D) FVVFV E) VVVVV
18. Marque la proposición falsa según corresponda para el modelo vectorial del átomo.
- A) Si $\ell = 1$, el momento angular orbital posee 3 proyecciones en la dirección del campo magnético externo.
 - B) Si $\ell = 1$, entonces un valor del número cuántico de momento angular total (j) es 3/2
 - C) El experimento de Stern y Gerlach demostró que el número cuántico de spin magnético (m_s) tiene dos valores.
 - D) El momento angular orbital es perpendicular al plano de traslación del electrón
 - E) La magnitud de la proyección del momento angular spin es 0,86 h
19. Sobre el modelo vectorial del átomo, ¿cuántas proposiciones son falsas?
- I. En un orbital "d" la magnitud del momento angular orbital es 2,4 h.
 - II. En el caso anterior, la proyección del momento angular toma 5 valores.
 - III. El número cuántico de spin toma 2 valores.
 - IV. El número cuántico de momento angular total (j) tiene como único valor $\ell+1$.
 - V. La magnitud del momento angular spin es 0,86 h
- A) 1 B) 3 C) 4
 D) 2 E) 5
20. Señalar la aseveración incorrecta:
- A) Según Louis de Broglie, un electrón describe trayectorias ondulatorias, cuando gira alrededor del núcleo
 - B) Según el principio de incertidumbre es imposible determinar con exactitud la posición y el momento del electrón en forma simultánea. Por lo tanto, es necesario conceptualizar el orbital
 - C) El número cuántico principal (n) define el nivel de energía y el tamaño de la nube electrónica.
 - D) Según la teoría de Broglie la longitud de onda (λ) asociada a la onda partícula del electrón en el segundo nivel del átomo de hidrógeno sería aproximadamente 8,6 Å
 - E) La incertidumbre mínima en el momento de un electrón esta dada por $\frac{h}{4\pi \Delta X}$

21. Marque verdadero (V) o falso (F) para cada proposición:
- Según Louis de Broglie, una onda electromagnética "piloto" debe estar asociada y guiar el movimiento de un electrón.
 - Para partículas macroscópicas, la longitud de onda asociada a su movimiento no es coherente con el tamaño de la partícula.
 - El principio de incertidumbre de W. Heisenberg y su mecánica matricial tuvo contradicciones con la mecánica ondulatoria de Schrödinger.
 - Heisenberg plantea la incertidumbre en la determinación simultánea de la posición y velocidad del electrón en el sistema atómico.
- A) VVFF B) FVFF C) FVFF
D) VVVF E) FVVF
22. Respecto al modelo vectorial del átomo no es correcto afirmar:
- El vector momento angular orbital (\vec{L}) está asociado al movimiento de traslación del electrón y es perpendicular al plano de la órbita.
 - Este modelo se basa en la mecánica ondulatoria y toma en cuenta los números cuánticos para cuantificar el módulo de los vectores.
 - El vector momento angular total (\vec{J}) puede tomar dos valores probables para un electrón, dependiendo esto del número cuántico spin.
 - El módulo del momento angular spin (\vec{S}) cambia de valor según el nivel de energía donde esté el electrón.
 - El vector momento angular orbital (\vec{L}) posee un número limitado de orientaciones a lo largo del eje "z", reflejando esto en el número de orbitales que posee un subnivel.
23. Las siguientes funciones de onda muestran los últimos electrones de la configuración de un átomo:
- $\psi(3, 2, +2, -1/2)$
 - $\psi(4, 0, 0, +1/2)$
 - $\psi(3, 1, 0, -1/2)$
- Señale lo incorrecto:
- I posee mayor energía relativa
 - El orbital en II es de forma esférica.
 - II y III, son orbitales degenerados
 - En III el electrón posee mayor número de posibles trayectorias en torno al núcleo.
 - En I, el orbital es de forma tetralobular.
24. Según las proposiciones que se dan, indique la veracidad (V) o falsedad (F):
- Las especies ${}_{22}\text{Tl}^{+2}$ y ${}_{20}\text{Ca}$ son isoelectrónicas.
 - El átomo que posee 9 electrones en orbitales "p" tiene $Z = 15$
 - La distribución correcta del ${}_{79}\text{Au}$ es:
 $[{}_{54}\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^9$
 - El átomo de carbono en estado excitado tendrá la siguiente distribución electrónica:
 ${}^o\text{C}^* : 1s^2 2s^1 2p^1_x 2p^1_y 2p^1_z$
- A) FVVF B) VVV C) VVVF
D) FFVF E) FVVF

25. Indique la alternativa incorrecta sobre la configuración electrónica y las propiedades magnéticas:

- A) ${}_{26}\text{Fe}^{+3} : [{}_{18}\text{Ar}]4s^0 3d^5$
- B) ${}_{9}\text{F}^{-1} : [{}_{10}\text{Ne}]$
- C) ${}_{13}\text{Al} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
- D) El Cr (Z = 24) es menos paramagnético que el Fe (Z=26)
- E) El ${}_{12}\text{Mg}$ y ${}_{36}\text{Kr}$ son elementos diamagnéticos

26. Indique verdadero (V) o falso (F) lo siguiente:

- I. El agua tritiada se obtiene en forma artificial y se usa como gran combustible
- II. El agua pesada se obtiene por electrólisis sobre el agua potable mediante el proceso de difusión
- III. Respecto a la temperatura de ebullición $\text{O}_2 > \text{H}_2$
- IV. El agua pesada se usa en los reactores nucleares, ya que desacelera a los neutrones

- A) FFFF B) FFVV C) VFFF
- D) VVVV E) VFFV

27. En una especie hidrogenoide, el potencial de ionización es 217,6 ev. ¿Cuál es el diámetro de la órbita si el electrón gira en el tercer nivel de energía?

- A) 2,38 Å B) 1,58 Å C) 6,28 Å
- D) 3,18 Å E) 4,4 Å

28. Respecto al modelo atómico de Bohr, sus aportes son:

- I. Introduce el valor de:
 $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots \alpha$
posteriormente llamado niveles principales de energía
- II. Determina el potencial de ionización del hidrógeno igual a 13,6 ev.
- III. Explica la existencia de los subniveles de energía.
- IV. Explica los espectros en el átomo de hidrógeno

- A) I y II B) I, II y III C) II y III
- D) III y IV E) I, II y IV

29. Señale cuántos elementos tienen en su estructura atómica el último electrón en distribuirse, definido por los números cuánticos que guardan la siguiente relación $(n^{l/2} + m_l) = 2$

- A) 6 B) 5 C) 4
- D) 8 E) 10

30. Según el modelo vectorial del átomo señalar la proposición incorrecta.

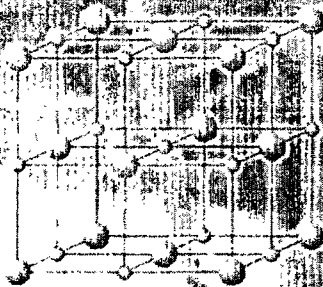
- A) $\vec{L} = \vec{r} \times \vec{p}$
- B) \vec{S} tiene dos valores
- C) Para $\ell = 1, |\vec{L}_s| = 0, \pm \hbar$
- D) \vec{S}_z tiene dos valores
- E) $J = \sqrt{j(j+1)} \hbar$

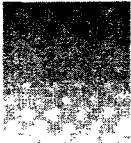
CLAVES

Capítulo

V

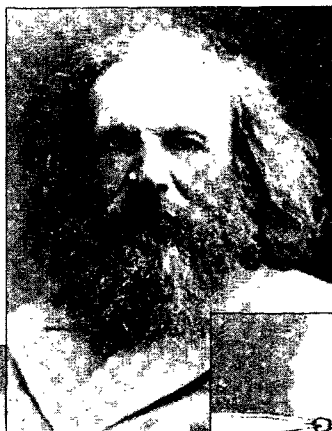
- | | |
|-------|-------|
| 01. C | 16. B |
| 02. C | 17. C |
| 03. D | 18. B |
| 04. B | 19. D |
| 05. E | 20. A |
| 06. E | 21. A |
| 07. D | 22. A |
| 08. C | 23. D |
| 09. B | 24. E |
| 10. C | 25. D |
| 11. B | 26. D |
| 12. B | 27. A |
| 13. C | 28. E |
| 14. B | 29. B |
| 15. E | 30. B |



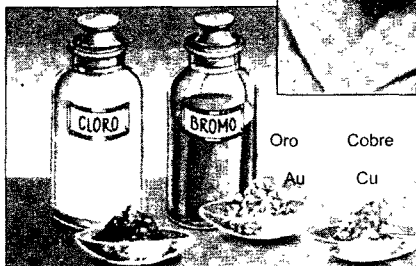


VI
CAPÍTULO

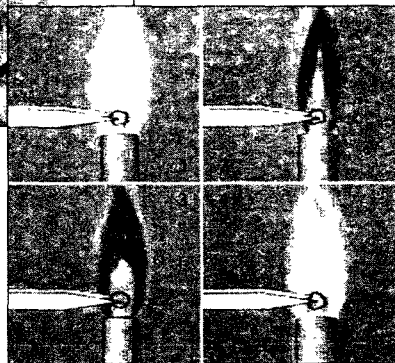
Clasificación periódica de los Elementos Químicos



A.



B.



C.

- A. **Dimitri Mendeleev** (1834-1907), químico ruso, propuso la primera tabla periódica de los elementos, que permitió comprender mejor un gran número de analogías entre los elementos y permitió predecir nuevos elementos y sus propiedades, propulsar así el desarrollo de la química.
- B. Se observa algunos elementos no metálicos (Cl, Br, C) y metálicos (Au, Cu). El cloro es un gas verdoso, tóxico y bactericida; el bromo es un líquido rojo oscuro, tóxico y quema la piel; el carbono en sus formas más comunes es sólido negro; los metales son buenos conductores eléctricos y caloríficos.
- C. Se observa que metales diferentes producen llamas diferentes, este hecho constituye un ensayo cualitativo preliminar para reconocer a los metales: la primera llama es de color amarillo brillante, producida por sodio; la segunda llama es de color violeta, producida por potasio; la tercera llama es de color rojo-ladrillo, producida por calcio; la cuarta llama es de color verde, producida por bario.

CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

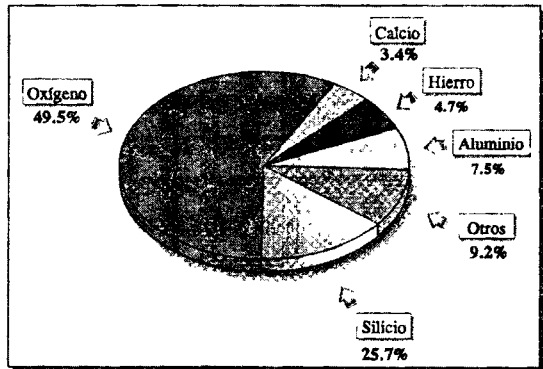
OBJETIVOS

- Conocer el desarrollo cronológico de los diferentes intentos para descubrir la ley natural de los elementos químicos que permita ordenarlos o clasificarlos para un estudio sistemático y ágil de las propiedades físicas y químicas.
- Comprender el experimento de H. Moseley con los rayos X para descubrir la ley periódica natural de los elementos químicos.
- Ser capaz de diferenciar los diferentes elementos químicos en la tabla periódica moderna: ubicación (período y grupo) y propiedades (físicas y químicas), principalmente de los elementos representativos.
- Entender la variación regular por grupo y período de las propiedades atómicas: radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

INTRODUCCIÓN

La tabla periódica se ha vuelto tan familiar que forma parte del material didáctico para cualquier estudiante, más aún para estudiantes de química, medicina e ingeniería. De la tabla periódica se obtiene información necesaria del elemento químico, en cuanto se refiere a su estructura interna y propiedades, ya sean físicas o químicas.

La presente tabla periódica moderna explica en forma detallada y actualizada las propiedades de los elementos químicos, tomando como base a su estructura atómica.



Abundancia de los elementos químicos en la corteza terrestre (incluidos los océanos y la atmósfera).

Según sus propiedades químicas, los elementos se clasifican en **metales** y **no metales**. Hay más elementos metálicos que no metálicos. Los mismos elementos que hay en la tierra existen en otros planetas del espacio sideral. El estudiante debe conocer ambas clases, sus propiedades físicas y químicas importantes; no memorizar, sino familiarizarse, así por ejemplo familiarizarse con la valencia de los principales elementos metálicos y no metálicos, no en forma individual o aislada, sino por grupos o familias (I, II, III, etc) y de ese modo aprender de manera fácil y ágil fórmulas y nombres de los compuestos químicos, que es parte vital del lenguaje químico.

3. LEY DE LAS OCTAVAS DE JOHN NEWLANDS (1 864)

El químico inglés John Alexander Reina Newlands (1 838 - i 898) ordenó los elementos químicos hasta ese entonces conocidos en grupos de siete elementos cada uno, en función creciente a sus pesos atómicos, de tal modo que el octavo elemento tenía propiedades semejantes al primer elemento del grupo anterior. Esta forma de clasificar a los elementos se llamó LEY DE LAS OCTAVAS.

Esta denominada "ley", fue ridiculizada por sus contemporáneos en la Royal Chemical Society, de tal modo que se negaron a publicar su trabajo, debido a que dicho ordenamiento no cumplía con la semejanza en propiedades para elementos con pesos atómicos altos. Sin embargo, muchos años después (23 años) a Newlands se le otorgó el máximo honor de la Royal Chemical Society debido a esta importante contribución al desarrollo de la Ley Periódica de los elementos.

Ejemplo:

Hay 7 elementos P.A. Creciente

PRIMERA	ELEMENTO	Li	Be	B	C	N	O	F
SERIE	PESO ATÓMICO	7	9	11	12	14	16	19

SEGUNDA	ELEMENTO	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
SERIE	PESO ATÓMICO	23	24	27	28	31	32	35,5

TERCERA	ELEMENTO	K	Ca	Ti	V	-----	As	Se	Br
SERIE	PESO ATÓMICO	39	40	47,9	51	-----	75	79	80

14 elementos (ya no se cumple la ley de las octavas)

Si consideramos como "primer elemento" al nitrógeno de la serie primera; entonces el "octavo elemento" (dentro de la segunda serie) sería el fósforo; luego "N" y "P" deben tener propiedades semejantes. Pero si esta vez, nuestro "primer elemento" es el cloro, entonces para llegar al "octavo elemento" (que tenga propiedades semejantes) deberíamos considerar que la tercera serie esté constituida de 14 elementos, lo que significa que se incumple con la LEY DE LAS OCTAVAS.

4. TABLA PERIÓDICA DE DIMITRI MENDELEEV Y LOTHAR MEYER (1 869)

Se denomina tabla periódica porque el ordenamiento está basado en la variación periódica de las propiedades de los elementos.

El químico ruso Dimitri Ivanovich Mendeleev (1 836 - 1 907) y el químico alemán Julius Lothar Meyer (1 830 - 1 895), tomando como base trabajos de investigación que realizaron simultánea e independientemente, confeccionaron una tabla periódica de los elementos, que eran semejantes en el ordenamiento y en propiedades.

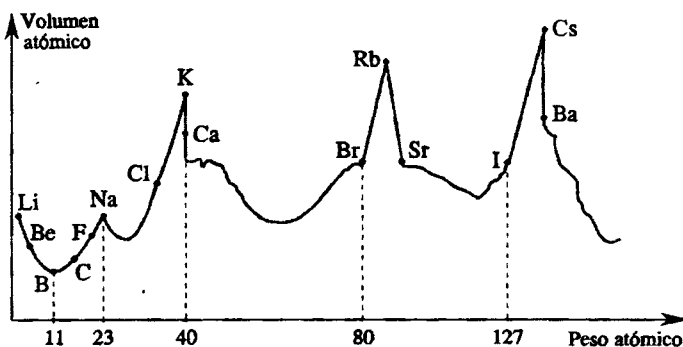
MEYER

Se basó principalmente en las propiedades físicas (especialmente el volumen atómico).

Meyer consideró el volumen ocupado por determinados pesos fijos de los diversos elementos. En tales condiciones, cada peso contenía el mismo número de átomos de sus elementos, esto significaba que la razón del volumen de los diversos elementos era equivalente a la razón de los volúmenes de los átomos simples que componían dichos elementos (volumen atómico).

Gráficamente, se tiene:

Gráfica 6.1 Se observa la variación regular del volumen atómico en función del peso atómico de los elementos que hasta ese entonces se conocía.


MENDELEEV

Se basó principalmente en las propiedades químicas (tipo de óxido, tipo de hidruro, valencia, etc.)

Según Mendeleev, las propiedades de los elementos constituye una **función periódica de su peso atómico**; en otros términos, las propiedades de los elementos varían en forma sistemática con el peso atómico.

DESCRIPCIÓN DE LA TABLA DE MENDELEEV

1. Los 63 elementos conocidos hasta ese entonces fueron ordenados en función creciente a su peso atómico, en series (filas) y grupos (columnas).
2. Asigna a los elementos de un mismo grupo una valencia; así los elementos del grupo III tendrán valencia igual a tres; por lo tanto, el número de grupo era igual a la valencia.
3. Los elementos de un mismo grupo poseen propiedades semejantes; así por ejemplo, forman óxidos e hidruros de fórmulas similares porque tenían igual valencia.
4. La tabla posee ocho grupos.

Tabla 6.1 Tabla periódica de Mendeleev, donde se muestra la variación regular de las propiedades de los elementos en función del peso atómico. Se indica la fórmula general de los óxidos e hidruros de los elementos por grupos o familias

GRUPOS										
Series	I R ₂ O	II RO	III R ₂ O ₃	IV RO ₂ H ₄ R	V R ₂ O ₅ H ₃ R	VI RO ₃ H ₂ R	VII R ₂ O ₇ HR	VIII RO ₄		
1	H 1,0									
2	Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0			
3	Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5			
4	K 39,1	Ca 40,1	?	Ti 47,9	V 50,9	Cr 52,0	Mn 54,9	Fe 55,8	Co 58,9	Ni 58,7
5	Cu 63,5	Zn 65,4	?	?	As 74,9	Se 79,0	Br 79,8			
6	Rb 85,5	Sr 87,6	Y 88,9	Zr 91,2	Nb 92,9	Mo 95,9	?	Ru 101,1	Rh 102,9	Pd 106,4
7	Ag 107,9	Cd 112,4	In 114,8	Sn 118,7	Sb 121,6	Te 127,6	I 126,9			
8	Cs 132,9	Ba 137,3	? Di 138	? Ce 140	-	-	-	-	-	-
9	-	-								
10	-	-	? Er 178	? La 180	Ta 182	W 184	-	Os 145	Ir 197	Pt 198
11	- Au 199	- Hg 200	- Tl 204,4	- Pb 207,2	- Bi 209,0	-	-	-	-	-
12	-	-	-	Th 231	-	-	U 270	-	-	-

VENTAJAS DE ESTA TABLA

1. Permitted tener una visión más general de la clasificación periódica de los elementos al ordenarlos por grupos y periodos.
2. Al dejar ciertos casilleros vacíos, predijo la existencia de nuevos elementos y sus propiedades físicas y químicas. Por ejemplo en el grupo III y IV, predijo la existencia del Escandio (Eka boro), Galio (Eka aluminio), Germanio (Eka silicio), etc.

El prefijo "Eka" proviene del sánscrito que significa *primero*; así, *Eka silicio* sería el primer elemento bajo el Silicio en el mismo grupo.



Tabla 6.2 Comparación de las propiedades del Eka silicio (Germanio) predichas por Mendeleev y las observadas experimentalmente, luego del descubrimiento del Germanio.

Propiedades	Eka silicio (predichas)	Germanio (observadas)
Peso atómico	72	72,6
Color del metal	gris oscurecido	blanco grisáceo
Densidad	5,5 g/ml	5,35 g/ml
Fórmula del óxido	EO ₂	GeO ₂
Densidad del óxido	4,7 g/ml	4,7 g/ml
Temperatura de ebullición	menor que 100°C	86°C

Como se puede apreciar en la tabla anterior, existe una gran aproximación entre los valores reales y predichos, debido a ello, esta tabla tuvo gran éxito durante muchos años.

DESVENTAJAS DE LA TABLA

Son varias, si la comparamos con las características actuales que se manifiestan para cierto grupo de elementos, así tenemos:

1. Los metales y no metales no se encuentran bien diferenciados.
2. Se asigna valencia única para cada elemento; actualmente se sabe que algunos elementos tienen más de una valencia.
3. Ciertos elementos no cumplían el orden creciente del peso atómico, por lo que Mendeleev permutó arbitrariamente algunos elementos de un grupo a otro. Por ejemplo:

Debió ser:

VI A	VII A
I 126,9	Te 127,6

Estaba así:

VI A	VII A
Te 127,6	I 126,9

LEY PERIÓDICA MODERNA DE LOS ELEMENTOS

En 1913, el científico inglés Henry Jeffreys Moseley (1887 - 1915), luego de realizar trabajos de investigación con los rayos X generados por diversos metales (generalmente pesados), descubre la ley natural de los elementos que establece lo siguiente:

Las propiedades de los elementos químicos es una función periódica de su número atómico (Z); es decir, varían en forma sistemática o periódica con la carga nuclear.

A continuación vemos el experimento de Moseley y las conclusiones a la que llegó:

Figura 6.1 Tubo de rayos catódicos que genera los rayos X; que utilizó Moseley cambiando constantemente el ánodo o anticátodo.

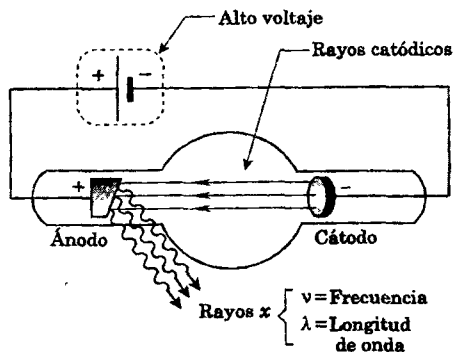


Tabla 6.3 Longitudes de onda (λ) y frecuencia (ν) de la línea $K\alpha$ en los espectros de rayos X de algunos elementos que utilizó Moseley como electrodo positivo o ánodo.

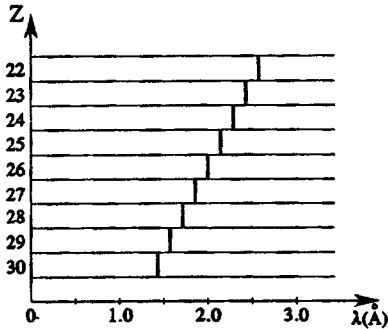
Elemento	Z	($\lambda \text{ \AA}$)	$\nu \times 10^{-9} (\text{s}^{-1})$
Ti	22	2,745	1,092
V	23	2,503	1,199
Cr	24	2,290	1,310
Mn	25	2,102	1,427
Fe	26	1,936	1,550
Co	27	1,789	1,677
Ni	28	1,658	1,809
Cu	29	1,541	1,947
Zn	30	1,435	2,091

La línea $K\alpha$ del espectro de rayos X, de un elemento se forma cuando los rayos catódicos chocan con un electrón de la capa K ($n=1$), aquél es expulsado, entonces un electrón de la capa L ($n=2$) "salta" al nivel K, emitiendo radiación electromagnética que forma la línea espectral $K\alpha$ de rayos X. Ahora, la vacante de la capa L se llena con un electrón M que desciende a dicha capa, emitiendo con ello la radiación característica de esta transición. Luego se inicia un efecto en cascada, mediante el cual un electrón desciende de su nivel al anterior que tiene energía más baja y da origen al espectro de rayos X de un elemento dado.

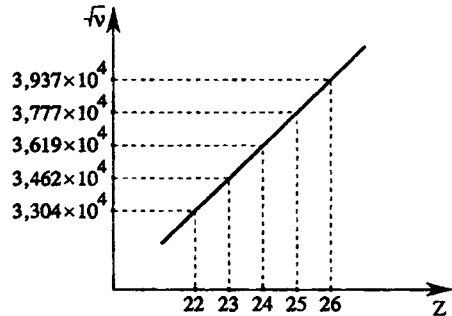
Graficando longitud de onda y frecuencia tabuladas anteriormente en función de la carga nuclear tenemos las gráficas mostradas a continuación:

Gráfica 6.2

a) Por una diferencia de un protón en el núcleo atómico existe una variación constante de " λ ", lo que demuestra la variación regular de longitud de onda con la carga nuclear (Z).



b) Variación directamente proporcional entre la raíz cuadrada de la frecuencia ($\sqrt{\nu}$) y carga nuclear (Z)



A partir de las mediciones de la frecuencia y en consecuencia de $\sqrt{\nu}$ de los rayos X emitidos, se puede determinar el número atómico del elemento a partir de la gráfica 6.2 (b)

La relación entre frecuencia y número atómico que halló Moseley es:

$$\sqrt{\nu} = aZ + b$$

Donde: a y b son constantes para todos los elementos

Moseley demostró que si los elementos químicos se ordenan en función creciente a su carga nuclear (Z) en la tabla periódica de Mendeleev, no era necesario realizar ninguna permutación de los elementos; por lo tanto, las propiedades de los elementos dependen del número atómico y no de la masa o peso atómicos.

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

Señale el metal que genera la línea $K\alpha$ de los rayos X de mayor longitud de onda: Cr(Z=24); Fe(Z=26); Mn(Z=25); Ni(Z=28); Ti(Z=22)

Resolución:

Como λ y Z son inversamente proporcionales, la mayor longitud de onda (λ) será generada por el metal de menor Z, que es el Ti (Z = 22).

Ejemplo 2

Dado los metales: Ni(Z=28), Ag(Z=47), W(Z=74) Cu(Z=29) y V(Z=23). ¿Cuál de ellos genera la línea $K\alpha$ de rayos X con mayor frecuencia?

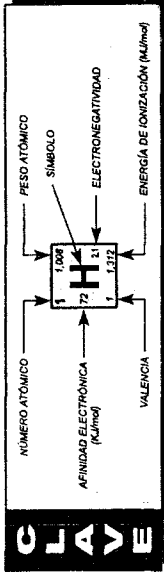
Resolución:

La frecuencia y carga nuclear son directamente proporcionales, luego el de mayor Z(W) generará la línea $K\alpha$ de mayor frecuencia.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS



1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18



NO METALES																	
METALES DE TRANSICIÓN O PESADOS																	
METALES DE TRANSICIÓN LEVES																	
TIERRAS RARAS																	
ACTINIDOS																	

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA																	
TRANSURÁNICOS																	

**TABLA PERIÓDICA MODERNA (actual)**

Fue diseñado por el químico alemán J. Werner, en base a la Ley de Moseley y la distribución electrónica de los elementos. Además tomó como referencia la Tabla de Mendeleev.

DESCRIPCIÓN GENERAL

1. Los 109 elementos reconocidos por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) están **ordenados** según el **número atómico creciente**, en 7 períodos y 16 grupos (8 grupos A y 8 grupos B). Siendo el primer elemento **hidrógeno** ($Z=1$) y el último reconocido hasta el momento, **meitnerio** ($Z=109$); pero se tienen sintetizados hasta el elemento 118.
2. **Período**. Es el ordenamiento de los elementos en línea horizontal. Estos elementos difieren en propiedades, pero tienen la misma cantidad de niveles en su estructura atómica.

Tener presente que: Número de período = número de niveles del átomo

Período	Cantidad de elementos	Elementos
1	2	H y He
2	8	Li, Be, . . . , Ne
3	8	Na, Mg, . . . , Ar
4	18	K, Ca, . . . , Kr
5	18	Rb, Sr, . . . , Xe
6	32	Cs, Ba, . . . , Rn
7	23	Fr, Ra, . . .

- Cada período (excepto el primero) comienza con un metal alcalino y termina con un gas noble.
 - El séptimo período está incompleto.
 - El sexto período es el que posee mayor cantidad de elementos (es el período más largo).
3. **Grupo o Familia**. Es el ordenamiento de los elementos en columna. Estos elementos presentan similar disposición de sus electrones externos; de allí que forman familias de elementos con propiedades químicas similares.

GRUPOS "A"

Están formados por los **elementos representativos** donde los electrones externos o electrones de valencia están en orbitales "s" y/o "p"; por lo tanto, sus propiedades dependen de estos orbitales.

Las propiedades de los elementos representativos dentro del grupo o familia varían de manera muy regular, a ello se debe el nombre de elemento *representativo*.

Grupo	Electrones de valencia	Denominación
IA ns ¹	Metales alcalinos (excepto H)
IIA ns ²	Metales alcalinos térreos
IIIA ns ² np ¹	Boroides o térreos
IVA ns ² np ²	Carbonoides
VA ns ² np ³	Nitrogenoides
VIA ns ² np ⁴	Anfígenos o calcógenos
VIIA ns ² np ⁵	Halógenos
VIIIA ns ² np ⁶ He = 1s ² (caso de excepción)	Gases nobles o gases raros

Los electrones de valencia, para un elemento representativo, es el número de electrones en el nivel externo que interviene en los enlaces químicos.

Las propiedades químicas similares o análogas de los elementos de un grupo, se debe a que poseen igual número de electrones de valencia, lo cual indica a su vez el número de grupo.

GRUPOS "B"

Están formados por **elementos de transición**, en cuyos átomos el electrón de mayor energía relativa están en orbitales "d" o "f"; y sus electrones de valencia se encuentran en orbitales "s" (del último nivel) y/o orbitales "d" o "f"; por lo tanto sus propiedades químicas dependen de estos orbitales.

Se denominan **elementos transición**, porque se consideran como tránsito entre elementos metálicos de alta reactividad que forman generalmente bases fuertes (IA y IIA) y los elementos de menor carácter metálico que poseen más acentuado su tendencia a formar ácidos (IIIA, IVA, . . . , VIIA).

Las propiedades de los elementos de transición dentro del grupo o familia varía en forma irregular.

Grupo	Configuración electrónica terminal	Denominación
IB ns ¹ (n-1)d ¹⁰	Familia del cobre (metales de acuñación)
IIB ns ² (n-1)d ¹⁰	Familia del zinc (elementos "puente")
IIIB ns ² (n-1)d ¹	Familia del escandio
IVB ns ² (n-1)d ²	Familia del titanio
VB ns ² (n-1)d ³	Familia del vanadio
VIB ns ¹ (n-1)d ⁵	Familia del cromo
VII B ns ² (n-1)d ⁵	Familia del manganeso
VIII B ns ² (n-1)d ⁶ ns ² (n-1)d ⁷ ns ² (n-1)d ⁸	Elementos ferromagnéticos (familia del Fe, Co y Ni)

El grupo VIII B abarca tres columnas (familia de Fe, Co y Ni). Los elementos del grupo IB (Cu, Ag y Au), así como también los elementos del grupo VIB (Cr y Mo), no cumplen la regla de distribución electrónica; como ya analizamos oportunamente.

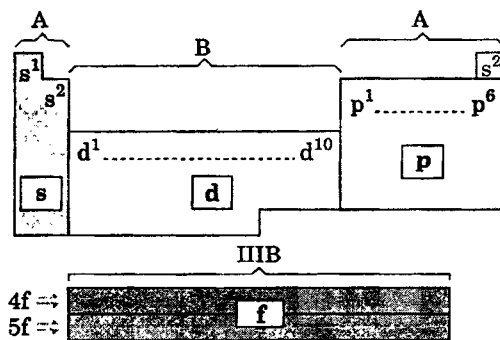
Los elementos del mismo grupo generalmente difieren en sus propiedades. Los elementos de transición interna (tierras raras), poseen electrones de mayor energía relativa en orbitales "f" y pertenecen al grupo III B; a éstos se le denominan lantánidos y actínidos, cuya abundancia en la naturaleza son muy escasas y muchas veces se les encuentra sólo en forma de trazas combinados con otros elementos, razón por la cual se les llama "tierras raras".

Lantánidos (lantanoideos) comienza con lantano ($Z = 57$) y termina en lutecio ($Z = 71$), poseen propiedades semejantes al lantano.

Actínidos (actinoideos) comienza con actinio ($Z = 89$) y termina en lawrencio ($Z = 103$), poseen propiedades semejantes al actinio.

CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS POR BLOQUES

Considerando el último subnivel en la distribución electrónica de los elementos, éstos se clasifican en cuatro bloques (s, p, d y f) lo que permite identificar el grupo al cual pertenece cada elemento. El elemento cuya configuración electrónica termina en subnivel "s" o "p" es representativo (grupo A); si la configuración electrónica termina en subnivel "d" es un elemento de transición (grupo B); y si la configuración termina en subnivel f, es un elemento de transición interna o tierra rara (grupo III B).



La clasificación por bloques, permite ubicar un elemento en la tabla periódica, es decir, indicar el número de período y el número de grupo.

UBICACIÓN DE UN ELEMENTO EN LA TABLA PERIÓDICA.

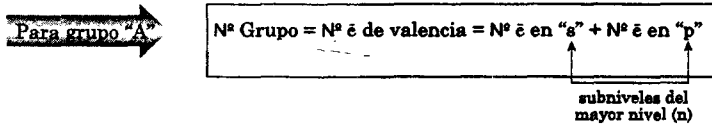
Cada elemento pertenece a un casillero de la tabla y puede ubicarse conociendo su número atómico (Z) de acuerdo a los siguientes pasos:

Primer paso: tener presente que en un átomo neutro, Z es igual al número de electrones

Segundo paso: realizar la distribución electrónica y analizar:

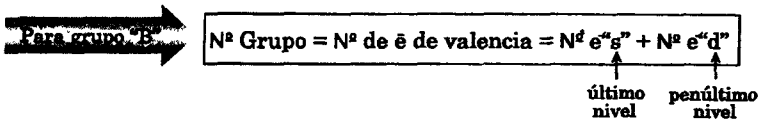
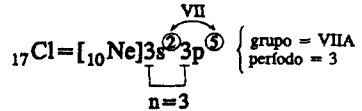
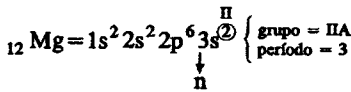
Período → está dado por el nivel externo o mayor nivel (lo que determina el número de niveles del átomo)

Grupo → si el último subnivel es "s" o "p", entonces es del grupo "A"; si el último subnivel es "d", entonces es del grupo "B"; y si termina en subnivel "f", pertenece a tierras raras (grupo IIIB).

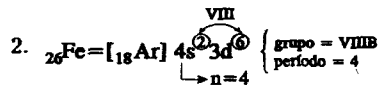
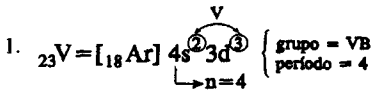


Ejemplos:

Indicar el número de período y el número de grupo para los elementos Mg (Z=12), Cl (Z=17) y Ga (Z=31)



Ejemplos: Indicar el número de período y el número de grupo para el vanadio (Z=23) y hierro (z=26)

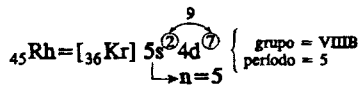
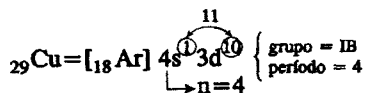


Para elementos del grupo VIII, IB y IIB se deben considerar una regla práctica adicional:

Grupo	VIII			IB	IIB
Nº e ⁻ "s" + Nº e ⁻ "d"	8	9	10	11	12

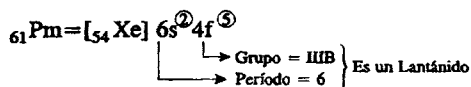


Ejemplos:



Los elementos de transición interna pertenecen al grupo IIIB; entonces el período sólo depende del último nivel (nivel más externo) que puede ser 6 ó 7, es decir lantánidos o actínidos, respectivamente.

Ejemplo:



CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS SEGÚN SU ORIGEN

- Elementos naturales.** Se encuentran en la naturaleza, en forma libre o formando parte de un compuesto químico. En total son 90 elementos, desde el hidrógeno ($Z=1$) hasta el uranio ($Z=92$), excepto el tecnecio ($Z=43$) y prometio ($Z=61$) que son artificiales. Los mismos elementos que hay en el planeta Tierra están presentes en otros planetas del espacio sideral.
- Elementos artificiales.** Se obtienen mediante una transmutación nuclear.

Actualmente son 19 elementos reconocidos (nombre y símbolo) por la IUPAC:

- Tc ($Z=43$) y Pm ($Z=61$)
- Elementos con número atómico mayor a 92, llamados elementos **transuránidos**, desde neptunio ($Z=93$) hasta meitnerio ($Z=109$). Las reacciones de síntesis de los transuránidos lo tratamos en transmutación nuclear (capítulo IV).

Los elementos artificiales están formados sólo de radioisótopos.

A partir del elemento 110, para indicar el nombre genérico de los elementos; la IUPAC ha recomendado el uso de símbolos de tres letras, que por ahora no tiene mayor importancia.

CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS SEGÚN SUS PROPIEDADES

1. METALES

Son en total 84 elementos, (significa que son la mayoría) y sus propiedades generales son:

Propiedades físicas

- Son sólidos, excepto el Hg que es líquido, esto es a temperatura ambiente (25°C).
- Poseen temperatura de fusión (T_f) y temperatura de ebullición variables, generalmente altas:
Máximo (tungsteno: $T_f = 3410^\circ\text{C}$).
Mínimo (mercurio: $T_f = -38,9^\circ\text{C}$).
- Poseen densidad (ρ) variable: entre ellos, el de mayor densidad, es el osmio ($\rho=22,6\text{ g/cm}^3$) y el de menor densidad el litio ($\rho=0,53\text{ g/cm}^3$).

- Son maleables (se pueden transformar a láminas delgadas) y dúctiles (se pueden transformar a hilos), siendo **el oro el más maleable y el más dúctil**.
- Poseen brillo metálico debido a que reflejan la luz.
- Poseen alta conductividad térmica.
- Poseen alta conductividad eléctrica **a temperatura ambiental**, los mejores conductores son **Ag, Cu, Al y Mg**, tal como se indica en la siguiente tabla:

Tabla 6.4 Conductividad eléctrica de los metales mejores conductores, a 20°C

Metal	Conductividad eléctrica (siemens /metro)
Ag	66×10^6
Cu	$64,5 \times 10^6$
Au	49×10^6
Al	40×10^6
Mg	$25,4 \times 10^6$

Observamos que el mejor conductor eléctrico es la plata. El orden, según la conductibilidad eléctrica, sería: $Ag > Cu > Au > Al > Mg$.

Propiedades químicas

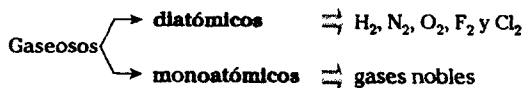
- En el nivel externo poseen 1, 2, 3 ó 4 electrones.
- En reacciones químicas, pierden electrones de valencia. La pérdida de electrones se conoce como **fenómeno de oxidación**; por lo tanto, los metales se oxidan y en sus compuestos (generalmente iónicos) se presentan como cationes.
- En la naturaleza, la mayoría de los metales se encuentran formando sales y óxidos. Muy pocos metales, llamados metales nobles (Cu, Ag, Au, Pt, etc.) se encuentran en su estado nativo, es decir libres.

2. NO METALES

Son en total 22 elementos no metálicos y sus propiedades generales son:

Propiedades físicas

- Son malos conductores eléctricos.
- Son buenos aislantes térmicos, es decir que no conducen el calor con facilidad.
- Son opacos a la luz ordinaria; es decir no poseen brillo.
- No son dúctiles ni maleables, son quebradizos o frágiles en estado sólido.
- A condiciones ambientales son sólidos y gaseosos; excepto el bromo que es líquido.



sólidos: B, C, Si, P, As, S, Se, Te, I y At



Se debe recordar que las propiedades citadas son generales; por lo tanto, existen excepciones; así por ejemplo, el carbono en forma de **grafito** es buen conductor eléctrico y posee brillo metálico y el **diamante** es buen conductor calorífico que supera a muchos metales.

Propiedades químicas

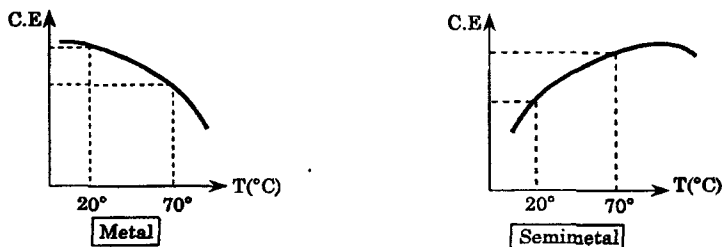
- En el nivel externo poseen de 4, 5, 6 ó 7 electrones (excepto, H y He).
- En combinaciones binarias, normalmente ganan electrones para adquirir la estructura electrónica de un gas noble. La ganancia de electrones se llama **fenómeno de reducción**; por lo tanto, los no metales se reducen y actúan como aniones.
- En la naturaleza se encuentran libres ó formando parte de la mayoría de compuestos orgánicos e inorgánicos.

Semimetales o Metaloides

Son en total ocho elementos, todos en estado sólido (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At), poseen ciertas **propiedades físicas intermedias** entre los metales y no metales, especialmente la **conductividad eléctrica**. A temperatura ambiental, ésta es baja, pero conforme aumenta la temperatura su conductividad aumenta, debido a esta propiedad se les utiliza en la fabricación de circuitos electrónicos, por ejemplo en relojes, radios transistores, microchips de computadoras, etc.

Los siguientes gráficos nos muestran la variación directa de la conductividad eléctrica con la temperatura, en el caso de semimetales y la variación inversa con la temperatura, en el caso de los metales.

Gráfica 6.3. Variación de conductividad eléctrica en los metales y semimetales.



Donde: C.E. = conductividad eléctrica

La clasificación de los elementos en metales, no metales y semimetales es según sus propiedades físicas. Según sus propiedades químicas, los elementos se clasifican sólo en metales y no metales.

Carácter metálico (C.M.).

Se llama también **electropositividad**, es la capacidad para perder electrones o capacidad para oxidarse. El elemento metálico al oxidarse provoca la reducción de otra sustancia por lo que se le llama **agente reductor** o simplemente **reductor**.

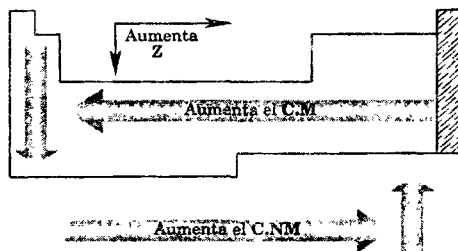
En un período, el carácter metálico o fuerza reductora de los elementos aumenta al disminuir la carga nuclear; y en un grupo aumenta, conforme se eleve la carga nuclear.

Carácter no metálico (C.NM).

Es la capacidad para ganar electrones o capacidad para reducirse. El elemento no metálico al reducirse provoca la oxidación de otra sustancia por lo que se le llama agente oxidante, o simplemente oxidante.

En un período, el carácter no metálico o fuerza oxidante de los elementos se incrementa al aumentar la carga nuclear, y en un grupo aumenta, conforme disminuya la carga nuclear.

Figura 6.2 Variación del carácter metálico y carácter no metálico por período o grupo.

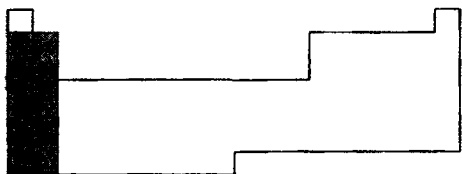


Se observa que los metales alcalinos (IA) son los de mayor carácter metálico y los halógenos (VIIA) son los de mayor carácter no metálico.

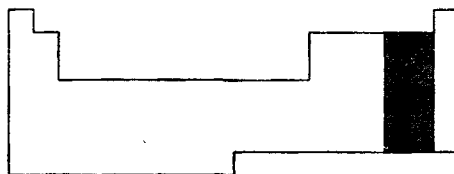
En cuanto al carácter metálico y no metálico, se excluyen a los gases nobles porque ellos no reaccionan en las condiciones ordinarias. Los únicos gases nobles que reaccionan para formar compuestos a ciertas condiciones y con reactivos muy especiales son el xenón y kriptón

Figura 6.3 Los elementos de mayor carácter metálico se encuentran en extremo izquierdo de la tabla; y los de mayor carácter no metálico, en el extremo derecho.

a) Los metales del grupo IA y IIA son los reductores más fuertes o energicos



b) Los no metales del grupo VIA y VIIA son los oxidantes más energicos



Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

¿Qué elemento es más electropositivo?

Li; Cs; Na; K; Rb

Resolución:

Se trata de elementos del grupo IA (metales alcalinos); por lo tanto, el mayor carácter metálico es la de mayor carga nuclear: Cs.

Ejemplo 2

¿Qué elemento es oxidante más fuerte?

S; P; O; Cl; F

Resolución:

Oxidantes más fuertes son los halógenos (VIIA) y entre ellos, el flúor (F) es el más fuerte.

Ejemplo 3

¿Qué elemento posee mayor fuerza reductora?

Fe; Ca; Zn; Al; Cu

Resolución:

La de mayor fuerza reductora será el elemento de mayor carácter metálico (IA o IIA). De la relación anterior, el calcio (IIA) posee mayor carácter metálico.

Ejemplo 4

Ordenar en forma decreciente según su poder oxidante a los siguientes elementos: Cl, Br, F y I.

Resolución:

Se trata de los elementos del grupo VIIA (halógenos); la fuerza oxidante disminuye al disminuir la carga nuclear (Z): luego el orden será: F > Cl > Br > I.

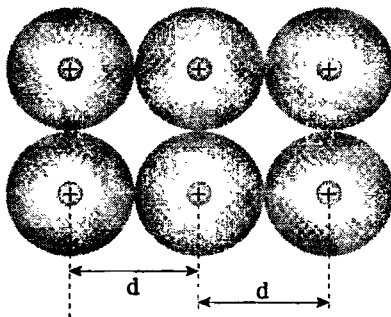
PROPIEDADES ATÓMICAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Determinado número de propiedades medibles de los átomos muestran una variación periódica con el número atómico. Aquí describiremos la variación de las propiedades atómicas más importantes:

1. Radio atómico (RA)

Según el modelo atómico moderno, es muy difícil definir el radio atómico, porque según la mecánica ondulatoria, la densidad electrónica en torno al núcleo disminuye progresivamente sin un límite definido, por lo que no podemos definir estrictamente el nivel o capa externa, por lo tanto es erróneo definir el radio atómico como la distancia del núcleo hasta el nivel externo; sin embargo, el radio atómico es muy importante para explicar muchas propiedades de los elementos como por ejemplo la densidad, temperatura de fusión, temperatura de ebullición, etc.

En los metales, los átomos están muy juntos, entonces es adecuado definir el **radio atómico** como la **mitad de la distancia internuclear** de dos átomos idénticos unidos mediante un enlace químico.



$$RA = \frac{d}{2}$$

En caso de elementos no metálicos diatómicos (H_2 , Cl_2 , I_2 , Br_2 , etc), el radio atómico se llama **radio covalente**, que es la mitad de la distancia internuclear (longitud de enlace) de átomos unidos mediante enlace covalente simple.

En general, el radio atómico nos proporciona el tamaño relativo del átomo.

Tabla 6.5 Radio covalente de algunos no metales, en picómetros ($1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$)

Molécula	Longitud de enlace (pm)	Radio atómico (RA)
H - H	74	37
F - F	128	64
Cl - Cl	198	99
Br - Br	228	114
I - I	266	133

Tabla 6.6 Variación del radio atómico en picómetros, por período y grupo de los elementos representativos

Período	IA	IIA	IIIA	IV	VA	VI	VIIA	VIIIA
1	H 37							He 50
2	Li 152	Be 111	B 88	C 77	N 70	O 66	F 64	Ne 70
3	Na 186	Mg 160	Al 143	Si 117	P 110	S 104	Cl 99	Ar 94
4	K 231	Ca 197	Ga 122	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114	Kr 109
5	Rb 244	Sr 215	In 162	Sn 140	Sb 141	Te 137	I 133	Xe 130
6	Cs 262	Ba 217	Tl 171	Pb 175	Bi 146	Po 140	At 140	Rn 140

2. Radio iónico (RI)

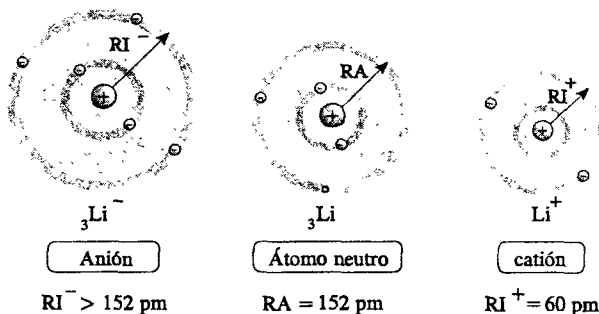
Se define en forma análoga al radio atómico, pero en átomos ionizados; por lo tanto, nos proporciona el tamaño relativo de los iones. Para determinar el radio iónico se considera posiciones adecuadas en la estructura cristalina de un sólido iónico.

El tamaño real del átomo o ion depende de su interacción con los átomos o iones circundantes que forman un cuerpo material. Además, es imposible aislar un sólo átomo o ion y medir su radio; por lo tanto, se requiere un método indirecto como es la técnica de difracción de rayos X.

Tabla 6.7 Radios iónicos de algunos elementos representativos, en picómetros

Periodo	IA	IIA	IIIA	VIA	VIIA
2	Li ⁺ 60	Be ⁺² 31		O ⁻² 140	F 136
3	Na ⁺ 95	Mg ⁺² 65	Al ⁺³ 50	S ⁻² 184	Cl 181
4	K ⁺ 133	Ca ⁺² 99	Ga ⁺³ 62	Se ⁻² 198	Br 195
5	Rb ⁺ 148	Sr ⁺² 113	In ⁺³ 81	Te ⁻² 221	I 216
6	Cs ⁺ 169	Ba ⁺² 135	Tl ⁺³ 95	*	*

- * Los iones Po²⁻ y At⁻ no se hallan presentes en los compuestos que estos elementos forman, por lo que no se han determinado sus respectivos radios iónicos.

Figura 6.4 Relación de radio atómico y radio iónico del elemento litio. *Sólo con fines didácticos consideramos átomos e iones aislados y el nivel externo limitado.*


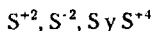
En general, para cualquier elemento: $\text{RI}^- > \text{RA} > \text{RI}^+$

Explicación: (1) en el anión hay mayor número de electrones en el nivel externo, éstos se repelen y debido a ello el radio es mayor; (2) en el catión hay menor número de electrones y predomina las cargas positivas (protones); entonces los electrones externos son atraídos con mayor fuerza, disminuyendo así el radio.

Ejemplos aplicativos

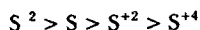
Ejemplo 1

¿Qué especie atómica tiene mayor radio?



Resolución:

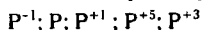
Para especies atómicas de un elemento, el anión es el que tiene mayor radio (radio iónico); luego el orden será:



La respuesta es S^{-2} (ion sulfuro)

Ejemplo 2

Señale la especie química de menor tamaño en:



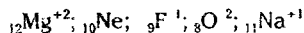
Resolución:

Orden del tamaño: $P^{-1} > P > P^{+1} > P^{+3} > P^{+5}$

La respuesta es P^{+5} , puesto que ha perdido más electrones; por lo cual la fuerza de atracción del núcleo es más intensa.

Ejemplo 3

Indique la especie química que posee mayor radio atómico o iónico.



Resolución:

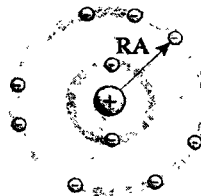
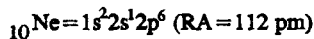
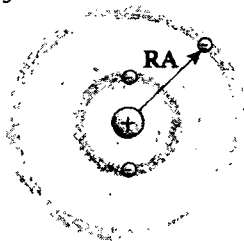
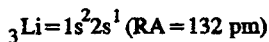
Las especies tienen igual número de electrones, pero diferente número de protones, son **isoelectrónicas**. En este caso, el de **mayor carga nuclear (Z)** atrae con mayor fuerza a los electrones externos por lo que el **radio es menor** y el de **menor carga nuclear** ejerce menor fuerza de atracción puesto que tiene **mayor radio**. Es decir el radio varía en forma inversa a la carga nuclear. Luego la de mayor radio es O^{-2} ($Z=8$) y la de menor radio es Mg^{+2} ($Z=12$).

Regla práctica:

Para especies isoelectrónicas, el radio es inversamente proporcional a la carga nuclear (Z).

Análisis de la variación del radio atómico en un período

Sean dos elementos del segundo período: Li y Ne



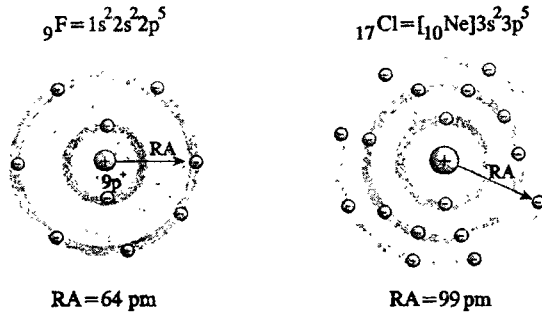
- Último electrón en nivel 2.
- A menos protones, menor fuerza de atracción del núcleo hacia el último electrón; por lo tanto, hay mayor radio.

- Último electrón en nivel 2.
- A más protones, mayor fuerza de atracción del núcleo hacia los electrones externos; por lo tanto; hay menor radio.

En general, en un período, el radio atómico y radio iónico aumenta de derecha hacia la izquierda, es decir, conforme disminuye el número atómico.

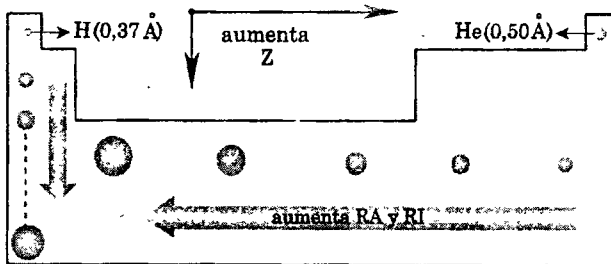
Análisis de la variación del radio atómico en un grupo.

Sean dos elementos de grupo VIIA: F y Cl



El cloro posee mayor número de niveles de energía; por lo tanto, disminuye la fuerza de atracción del núcleo hacia los electrones externos y hay mayor radio.

Variación general de radio atómico y radio iónico en la tabla periódica



En el primer período se presenta una anomalía porque $RA(H) < RA(He)$.

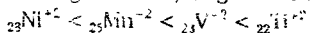
Respecto a todos los elementos: $\begin{cases} H \Leftrightarrow \text{menor RA} \\ Fr \Leftrightarrow \text{mayor RA} \end{cases}$

Ejemplo 1

Ordenar en forma ascendente, según su radio iónico las siguientes especies iónicas: ${}_{25}Mn^{+2}$, ${}_{23}V^{+2}$, ${}_{22}Ti^{+2}$ y ${}_{28}Ni^{+2}$

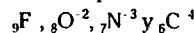
Resolución:

Son elementos del cuarto período, además se sabe que el "RI" aumenta en un período al disminuir la carga nuclear, luego tenemos:



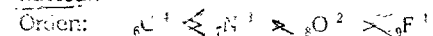
Ejemplo 2

Ordenar en forma decreciente, según el radio iónico, las siguientes especies:



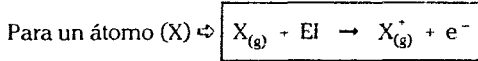
Resolución:

Son elementos del segundo período. luego el radio iónico aumenta al disminuir la carga nuclear.



3. Energía de ionización (EI) o Potencial de ionización (Pi)

Es la mínima energía requerida para quitar un electrón del nivel externo de un átomo en estado gaseoso y transformarse a cationes



El proceso es endotérmico porque absorbe o gana energía.

Generalmente se expresa en kJ/mol, esto es, la cantidad de energía en kJ que se necesita para quitar un mol de electrones de un mol de átomos en estado gaseoso.

Para átomos polieletrónicos, se consideran la primera energía de ionización (EI₁), segunda energía de ionización (EI₂), tercera energía de ionización (EI₃), etc. para quitar un primer, un segundo, un tercer electrón, etc., respectivamente.

Así por ejemplo, para el neón (Z=10) que tiene diez electrones, existen, desde la primera hasta la décima energía de ionización, seis valores:

- $Ne_{(g)} + \underbrace{2\ 080\text{ kJ/mol}}_{EI_1} \Rightarrow Ne_{(g)}^{+1} + 1e^-$
- $Ne_{(g)}^{-1} + \underbrace{3\ 950\text{ kJ/mol}}_{EI_2} \rightarrow Ne_{(g)}^{+2} + 1e^-$
- $Ne_{(g)}^{-2} + \underbrace{6\ 120\text{ kJ/mol}}_{EI_3} \rightarrow Ne_{(g)}^{+3} + 1e^-$
- $Ne_{(g)}^{-3} + \underbrace{9370\text{ kJ/mol}}_{EI_4} \rightarrow Ne_{(g)}^{+4} + e^-$
- $Ne_{(g)}^{-4} + \underbrace{12\ 200\text{ kJ/mol}}_{EI_5} \rightarrow Ne_{(g)}^{+5} + e^-$
- $Ne_{(g)}^{-5} + \underbrace{15\ 000\text{ kJ/mol}}_{EI_6} \rightarrow Ne_{(g)}^{+6} + e^-$

Para el sodio (Z=11) tendremos, desde la primera hasta la decimoprimer energía de ionización, aquí indicamos seis valores: EI₁, EI₂, EI₃, EI₄, EI₅ y EI₆, respectivamente.

- $Na_{(g)} + 495,9\text{ kJ/mol} \rightarrow Na_{(g)}^+ + e^-$
- $Na_{(g)}^{-1} + 4\ 560\text{ kJ/mol} \rightarrow Na_{(g)}^{+2} + e^-$
- $Na_{(g)}^{-2} + 6\ 900\text{ kJ/mol} \rightarrow Na_{(g)}^{+3} + e^-$
- $Na_{(g)}^{-3} + 9\ 540\text{ kJ/mol} \rightarrow Na_{(g)}^{+4} + e^-$
- $Na_{(g)}^{-4} + 13\ 400\text{ kJ/mol} \rightarrow Na_{(g)}^{+5} + e^-$
- $Na_{(g)}^{-5} + 16\ 600\text{ kJ/mol} \rightarrow Na_{(g)}^{+6} + e^-$

Después de que un electrón se haya retirado de un átomo neutro, la fuerza de atracción nuclear sobre los electrones que quedan aumenta porque la carga nuclear permanece constante y el número de electrones disminuye, entonces se necesita mayor energía para sacar otro electrón del catión, cuanto mayor es la carga del catión, mayor será la energía de ionización; por lo que se cumple:

$$EI_1 < EI_2 < EI_3 < EI_4 < EI_5 < EI_6 < \dots$$

La ionización de los átomos, no siempre debe ser progresivo; es decir, es posible quitar simultáneamente más de un electrón.

En la práctica, durante la trasmutación nuclear, se emplean núcleos gigantes (${}_6\text{C}^{+6}$, ${}_5\text{B}^{+5}$, ${}_7\text{N}^{+7}$, ${}_8\text{O}^{+8}$, ${}_{10}\text{Ne}^{+10}$, ${}_9\text{F}^{+9}$, etc) como "proyectiles" que son acelerados en unos aparatos llamados ciclotrones y lanzados contra núcleos pesados; de ese modo se han sintetizado los elementos transuránidos de carga nuclear mayor a 100.

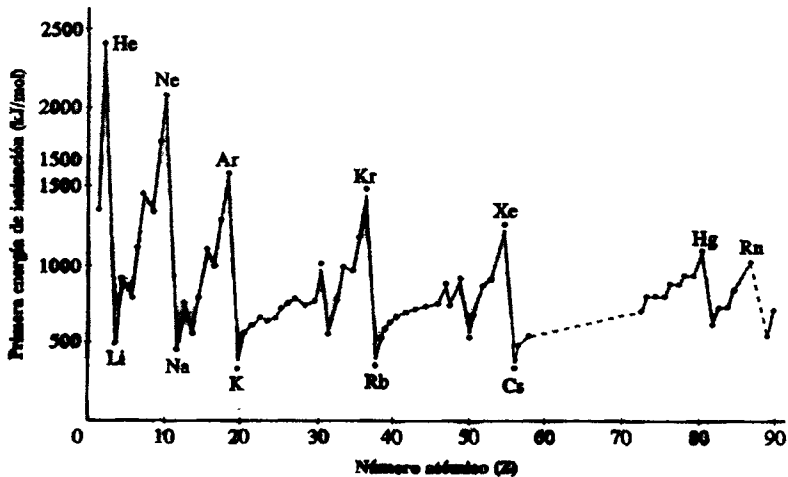
Tabla 6.8 Energías de ionización de los 20 primeros elementos. Para los átomos polielectrónicos se indica la segunda, tercera, cuarta, quinta y sexta energía de ionización en KJ/mol.

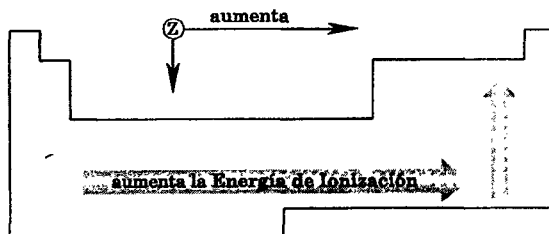
Z	Elemento	El ₁	El ₂	El ₃	El ₄	El ₅	El ₆
1	H	1 312					
2	He	2 373	5 248				
3	Li	520	7 300	11 808			
4	Be	899	1 757	14 850	20 992		
5	B	801	2 430	3 660	25 000	32 800	
6	C	1 086	2 350	4 620	6 220	38 000	47 232
7	N	1 400	2 860	4 580	7 500	9 400	53 000
8	O	1 314	3 390	5 300	7 470	11 000	13 000
9	F	1 680	3 370	6 050	8 400	11 000	15 200
10	Ne	2 080	3 950	6 120	9 370	12 200	15 000
11	Na	495.9	4 560	6 900	9 540	13 400	16 600
12	Mg	738.1	1 450	7 730	10 500	13 600	18 000
13	Al	577.9	1 820	2 750	11 600	14 800	18 400
14	Si	786.3	1 580	3 230	4 360	16 000	20 000
15	P	1 012	1 904	2 910	4 960	6 240	21 000
16	S	999.5	2 250	3 360	4 660	6 990	8 500
17	Cl	1 251	2 297	3 820	5 160	6 540	9 300
18	Ar	1 521	2 666	3 900	5 770	7 240	8 880
19	K	418.7	3 052	4 410	5 900	8 000	9 600
20	Ca	589.5	1 145	4 900	6 500	8 100	11 000

Tabla 6.9 Primera energía de ionización de los elementos en kJ/mol

IA			IIA		VIIIB										VIB										VIA										VIIA																	
1 H 1812			3 Li 520,3	4 Be 899,5																															2 He 2373																	
11 Na 495,8	12 Mg 738																																	5 B 800,5	6 C 1086,4	7 N 1402	8 O 1314	9 F 1681	10 Ne 2080													
19 K 419	20 Ca 590	21 Sc 681																															13 Al 577,6	14 Si 786	15 P 1012	16 S 999,6	17 Cl 1251	18 Ar 1521														
37 Rb 403	38 Sr 550	39 Y 616																															22 Ti 668	23 V 650	24 Cr 653	25 Mn 717,4	26 Fe 759,4	27 Co 768	28 Ni 736,7	29 Cu 745,5	30 Zn 906,4	31 Ga 578,8	32 Ge 762,2	33 As 947	34 Se 940,9	35 Br 1140	36 Kr 1350					
55 Cs 376	56 Ba 503	57 La 538																															40 Zr 660	41 Nb 664	42 Mo 685	43 Tc 702	44 Ru 711	45 Rh 720	46 Pd 805	47 Ag 781	48 Cd 867,7	49 In 558,3	50 Sn 708,6	51 Sb 831,6	52 Te 869,3	53 I 1008	54 Xe 1170					
87 Fr 368	88 Ra 509	89 Ac 480																															72 Hf 654	73 Ta 761	74 W 770	75 Re 760	76 Os 840	77 Ir 880	78 Pt 870	79 Au 890	80 Hg 1007	81 Tl 589,3	82 Pb 715,5	83 Bi 703,3	84 Po 812	85 At 931	86 Rn 1037					
																																	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Uuu	112 Uub											114 Uuq
																																	58 Ce 528	59 Pr 523	60 Nd 530	61 Pm 536	62 Sm 543	63 Eu 547	64 Gd 592	65 Tb 564	66 Dy 572	67 Ho 581	68 Er 589	69 Tm 597	70 Yb 603	71 Lu 523						
																																	88 Th 590	89 Pa 579	90 U 590	91 Np 600	92 Pu 585	93 Am 578	94 Cm 581	95 Bk 601	96 Cf 608	97 Es 619	98 Fm 627	99 Md 635	100 No 642	101 Lr -						

Gráfica 6.4 Variación regular por período de la primera energía de ionización de los elementos. Se observa que los metales alcalinos poseen las más bajas energías de ionización y los gases nobles, los valores más altos.



Variación general de energía de ionización en la tabla periódica


Es decir, generalmente:

- (1) En un período, la energía de ionización (EI) es directamente proporcional al número atómico o carga nuclear (Z).
- (2) En un grupo, la energía de ionización (EI) es inversamente proporcional al número atómico (Z).

También observamos que los metales tienen bajos valores de energía de ionización; es decir, son fáciles de ionizarse para convertirse en cationes.

Los no metales tienen mayores valores de energía de ionización que los metales.

Los gases nobles poseen los más altos valores de energía de ionización.

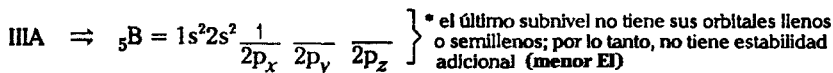
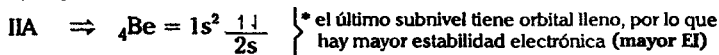
El elemento de más alta energía de ionización (más difícil de quitar el electrón) es el helio.

Casos de excepción: En el mismo período $\left\{ \begin{array}{l} EI(\text{IIA}) > EI(\text{IIIA}) \\ EI(\text{VA}) > EI(\text{VIA}) \end{array} \right.$

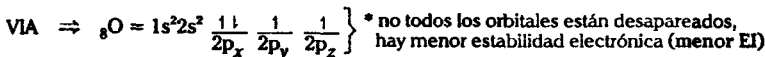
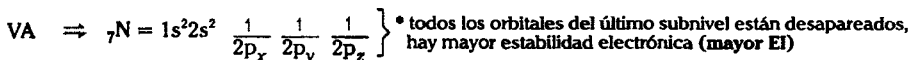
Los casos de excepción se explica con la siguiente regla de estabilidad:

Los átomos neutros o ionizados, que poseen todo sus orbitales llenos o desapareados en el subnivel de mayor energía relativa, poseen una estabilidad adicional, o sea, mayor estabilidad.

Ejemplos:



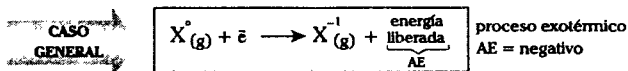
Luego, se cumple: $EI(\text{Be}) > EI(\text{B})$



Luego, se cumple: $EI(\text{N}) > EI(\text{O})$

4. Afinidad electrónica (AE)

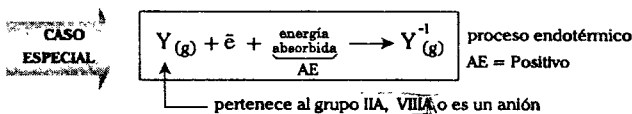
Es la energía emitida (generalmente) o energía absorbida (casos especiales) cuando una especie química gana un electrón en estado gaseoso. Esta energía está relacionada directamente con la capacidad del átomo para aceptar uno o más electrones.



Ejemplos:

- $F(g) + \bar{e} \rightarrow F^{-1}(g) + 333 \text{ kJ/mol} \Rightarrow AE = -333 \text{ kJ/mol}$
- $Cl(g) + \bar{e} \rightarrow Cl^{-1}(g) + 348 \text{ kJ/mol} \Rightarrow AE = -348 \text{ kJ/mol}$
- $O(g) + \bar{e} \rightarrow O^{-1}(g) + 142 \text{ kJ/mol} \Rightarrow AE = -142 \text{ kJ/mole}$
- $S(g) + \bar{e} \rightarrow S^{-1}(g) + 200 \text{ kJ/mol} \Rightarrow AE = -200 \text{ kJ/mol}$

Observamos que la afinidad electrónica (en valor numérico) del cloro es mayor que la del flúor; esto se debe a que el cloro tiene **menor densidad electrónica** en el nivel externo, por lo que el electrón que se añade ingresa con más facilidad, liberándose mayor energía.



Ejemplos:

- $Be(g) + \bar{e} + 241 \text{ kJ/mol} \rightarrow Be^{-1}(g) \Rightarrow AE = +241 \text{ kJ/mol}$
- $Mg(g) + \bar{e} + 230 \text{ kJ/mol} \rightarrow Mg^{-1}(g) \Rightarrow AE = +230 \text{ kJ/mol}$
- $Ca(g) + \bar{e} + 154 \text{ kJ/mol} \rightarrow Ca^{-1}(g) \Rightarrow AE = +154 \text{ kJ/mol}$
- $Ne(g) + \bar{e} + 29 \text{ kJ/mol} \rightarrow Ne^{-1}(g) \Rightarrow AE = +29 \text{ kJ/mol}$
- $Xe(g) + \bar{e} + 40 \text{ kJ/mol} \rightarrow Xe^{-1}(g) \Rightarrow AE = +40 \text{ kJ/mol}$

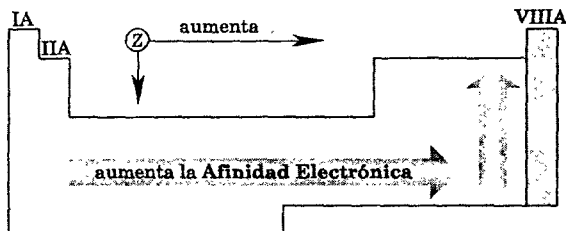
Para el anión $O(g)^{-1} + \bar{e} + 870 \text{ kJ/mol} \rightarrow O(g)^{-2} \Rightarrow AE = 870 \text{ kJ/mol}$

En la práctica, es difícil medir la afinidad electrónica de los elementos, razón por la cual se han hallado la "AE" de pocos elementos; la mayoría son valores estimados teóricamente.

Tabla 6.10 Afinidades electrónicas de los elementos representativos, en kJ/mol. Los valores que se encuentran entre paréntesis son estimados teóricamente.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
H -77							He (21)
Li -58	Be (241)	B -23	C -123	N 0	O -142	F -333	Ne (29)
Na -53	Mg (230)	Al -44	Si -120	P -74	S -200	Cl -348	Ar (35)
K -48	Ca (154)	Ga (-35)	Ge -118	As -77	Se -195	Br -324	Kr (39)
Rb -47	Sr (120)	In -34	Sn -121	Sb -101	Te -190	I -295	Xe (40)
Cs -45	Ba (52)	Tl -48	Pb -101	Bi -110	Po -180	At -270	Rn -

Variación regular de afinidad electrónica en la tabla periódica



Generalmente:

- (1) En un período, la afinidad electrónica aumenta conforme se incrementa la carga nuclear y se disminuye el radio atómico
- (2) En un grupo, la afinidad electrónica aumenta al disminuir la carga nuclear y el radio atómico.

También observamos que los metales tienen bajo valor de afinidad electrónica; y los no metales, tienen alto. El máximo valor de afinidad electrónica lo presenta el cloro.

Los gases nobles tienen bajo AE (son valores estimados), este bajo valor se debe a que estos elementos tienen los subniveles externos "s" y "p" llenos, no tienen tendencia a aceptar electrones.

5. Electronegatividad (EN.)

Es la fuerza relativa de un átomo para atraer electrones de enlace hacia su núcleo al unirse químicamente con otro átomo; en otros términos, es la capacidad del átomo para atraer electrones de enlace. La electronegatividad de los elementos se expresa en unidad de energía según la escala de Linus Pauling, quien demostró que esta propiedad de los átomos depende en forma directa de la energía de enlace, ésta a su vez depende de la energía de ionización y la afinidad electrónica; por lo tanto, podemos afirmar:



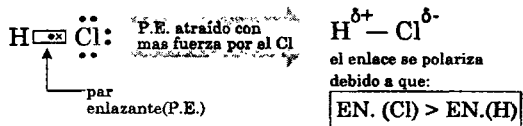
Linus Pauling (1901-1994), brillante químico norteamericano, desarrolló una escala de electronegatividad de los elementos e hizo grandes contribuciones en fisicoquímica y biología molecular. Obtuvo Premio Nobel de Química 1954 por su trabajo sobre la estructura de las proteínas y el Premio Nobel de la Paz en 1962.

Los elementos que tiene grandes energía de ionización y grandes afinidades electrónicas presentan valores altos de electronegatividad, por lo tanto son de alto carácter no metálico.

Los elementos que tienen pequeñas energías de ionización y pequeñas afinidades electrónicas presentan valores bajos de electronegatividad; por lo tanto, son de alto carácter metálico o electropositivos.

La electronegatividad tiene mucha utilidad para describir cualitativamente el tipo de enlace químico entre los átomos.

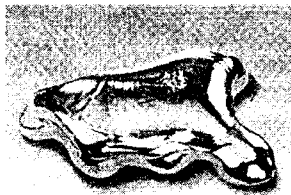
Ejemplo: Para el enlace HCl



En 1934, Robert S. Mulliken, sugirió, sobre bases teóricas, que la electronegatividad (EN.) de un átomo, está dada como la semidiferencia de su energía de ionización (EI.) Y la afinidad electrónica (AE):

$$\text{EN.} = \frac{\text{EI.} - \text{AE.}}{2}$$

Un átomo, por ejemplo, el flúor que tiende a aceptar electrones fácilmente (gran AE. negativa) y unirse a ellos enérgicamente (gran EI.), tiene gran electronegatividad. Por otro lado, un átomo como el litio o el cesio, que pierden fácilmente electrones (pequeña EI.) y tiene poca tendencia a ganar electrones (AE. Negativa pequeña o positiva), tiene una pequeña electronegatividad. Hasta hace poco, sólo se han medido algunas afinidades electrónicas. Por esta razón, la escala de Mulliken tiene utilidad limitada.



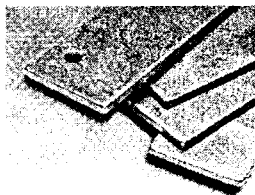
Platino (Pt), se encuentra en pepitas de hasta 10 kg. Se utiliza en fabricación de equipos eléctricos, instrumentos delicados, joyería, etc. Se usa también como catalizador.



Silicio (Si), es el segundo elemento en orden de abundancia. En forma pura se utiliza en artificios micro-electrónicos, tales como baterías solares.



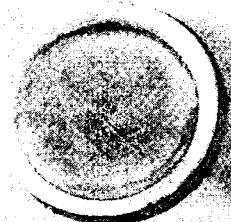
Paladio (Pd), metal muy resistente a la corrosión. Se usa para fabricar instrumentos quirúrgicos de alta calidad; también, como catalizador.



Hierro (Fe), es el cuarto elemento en abundancia y es el metal más barato y el más utilizado por el hombre.



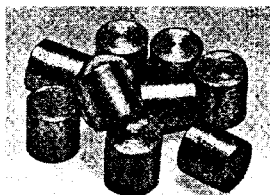
Níquel (Ni), descubierto en 1751. Su dureza y duración hacen que se utilice para fabricar monedas. Se usa también para proteger a metales suaves.



Polonio (Po), descubierto en 1898, es el elemento natural más escaso, es gran emisor alfa para realizar investigaciones científicas.



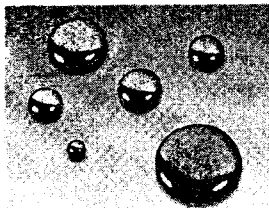
Osmio (Os) descubierto en 1804, metal de olor penetrante que se utiliza en aleaciones de extremada dureza. Las puntas de plumas y las "agujas de tocacaset" tienen un 60 % de osmio.



Iridio (Ir) Descubierto en 1804. Metal muy duro y difícil de trabajar o fundir, endurece a otros metales. El "metro patrón" internacional está hecho de platino e iridio.



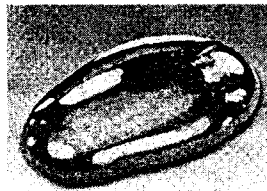
Cadmio (Cd) Descubierto en 1817. En forma de barras de control, se utiliza en las reacciones nucleares por su propiedad de absorber neutrones. También se usa en pilas de níquel y cadmio.



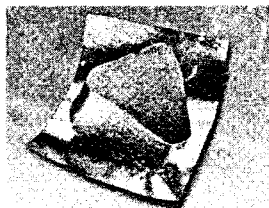
Mercurio (Hg) Es prehistórico. Empleado en termómetros, barómetros, amalgamas dentales, interruptores eléctricos silenciosos y su vapor en el alumbrado de calles.



Oro (Au) Es prehistórico. Es el metal más maleable y dúctil. Se emplea como reserva internacional por su alto valor monetario, en trabajos de joyería y en odontología.



Plata (Ag) Es prehistórico. Es el mejor conductor del calor y de la electricidad, sus sales son fundamentales en fotografía; cuando el $AgBr$ se expone a la luz experimenta un cambio químico que el revelador hace visible.



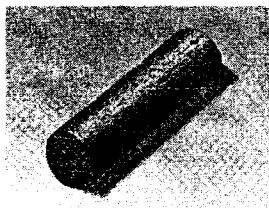
Aluminio (Al) Descubierto en 1827. Es el metal más abundante por su baja densidad y porque forma óxidos protectores, sus usos van desde tubos para dentífricos a alas de aviones.



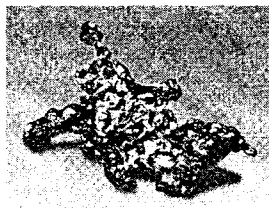
Indio (In) Descubierto en 1863. Muy suave y maleable. Se usa en cojinetes de motores, en transistores y semiconductores, en aleaciones especiales de soldadura y como "goma" que se adhiere al vidrio.



Galio (Ga) Descubierto en 1875. Se funde en la mano por su baja temperatura de fusión y se dilata al congelarse. Registra temperaturas muy elevadas por su elevado punto de ebullición ($1\ 983^{\circ}C$).



Talio (Tl) Descubierto en 1861. Su principal aplicación está en sulfato de talio, que es un veneno mortal para ratas. Como es inodoro e insípido se mezcla con ciertos alimentos resultando una "golosina" para el roedor.



Estaño (Sn) Es prehistórico. Debido a que no se enmohece y resiste la corrosión, el estaño ha hecho posible las conservas en lata. Estas tienen un recubrimiento de unos 4×10^{-5} cm de estaño.



Germanio (Ge) Descubierto en 1866. Al ser refinado, se vuelve lustroso y se convierte en un material de gran importancia para hacer semiconductores. Se usa mucho en la microelectrónica.

DESCRIPCIÓN DE LAS CARACTERÍSTICAS DE ALGUNOS ELEMENTOS QUÍMICOS

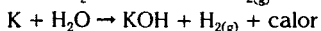
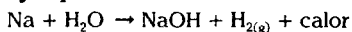
1. Metales alcalinos (grupo IA) ⇔ Li, Na, K, Rb, Cs y Fr

- No se encuentran libres en la naturaleza, se oxidan con suma facilidad y forman parte de diversos compuestos iónicos.
- En la corteza terrestre, la abundancia en peso es: el sodio (2,6 %), el potasio (2,4 %), los otros son poco comunes y el francio consta únicamente de radioisótopos de vida corta.
- Se pueden obtener como metales puros, mediante procesos electroquímicos a partir de sus sales y luego se les conserva en líquidos apolares como el aceite mineral o dentro de una atmósfera inerte (sin oxígeno)
- Poseen baja densidad; por lo tanto, son metales ligeros o livianos; bajo punto de fusión y ebullición respecto a los demás metales.

Metal	Li	Na	K	Rb	Cs
Densidad (g/cm ³)	0,534	0,971	0,862	1,53	1,87
Punto de fusión (°C)	186	97,5	62,3	38,5	28,5
Punto de ebullición (°C)	1 136	880	760	700	670

- Poseen alta reactividad química, así por ejemplo, reaccionan con agua, oxígeno o halógeno en forma rápida. En cualquier caso pierden un electrón por cada átomo metálico.
- Reaccionan vigorosamente con el H₂O, produciendo explosión en algunos casos.

Ejemplos:



2. Metales alcalinos térreos (grupo IIA) ⇔ Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra

- No se encuentran libres en la naturaleza, se encuentran formando compuestos.
- El calcio y el magnesio son los más abundantes en la corteza terrestre, principalmente en forma de carbonatos y sulfatos; el berilio, estroncio y bario son los menos abundantes.
- Todos los isótopos del radio son radiactivos y muy escasos.
- Son de color blanco plateado, maleables, dúctiles, ligeramente más duros que sus vecinos del grupo IA y poseen baja densidad, por lo que son considerados también como metales livianos.

Metal	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Densidad (g/cm ³)	1,85	1,74	1,55	2,60	3,51	5
Punto de fusión (°C)	1 350	651	810	800	850	960
Punto de ebullición (°C)	1 500	1 110	1 170	1 150	1 140	1 100

- Son menos reactivos que los metales del grupo IA.
- El Ca, Sr y Ba reaccionan con H₂O lentamente a 25°C para formar hidróxido e hidrógeno (H₂).

3. Gases nobles (VIII) ⇔ He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn

- Son gases incoloros, insípidos e inodoros y todos tienen puntos de ebullición y de fusión extremadamente bajos.
- Se denominan también gases raros, por la escasez que tienen respecto a los otros elementos. Así, se encuentran en la atmósfera:

Elemento	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Porcentaje en volumen	0,005 %	0,0015 %	0,94 %	0,00011 %	0,000009 %	0 %

En esta tabla se observa que el argón posee mayor abundancia.

- Actualmente los gases nobles tienen diversas **utilidades**; entre los principales tenemos.

Helio:

- En los termómetros de gas, para medir temperaturas muy bajas.
- Mezclado con oxígeno, para la respiración de los buzos a grandes profundidades.
- Medio de transferencia de calor para reactores nucleares.

Neón:

- Se usa para anuncios luminosos (genera el color rojo y anaranjado)

Argón y Kriptón:

- Se usan para rellenar focos luminosos incandescentes y luces de aproximación.

Xenón:

- Mezclado con Kriptón, se usa para tubos de flash fotográfico de corta exposición.

Radón:

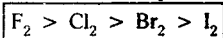
- Se usa en radioterapia de tejidos cancerosos.

Anteriormente, hasta 1962 se llamaban gases inertes porque se pensaba (de manera errónea) que no participaban en combinaciones químicas, actualmente se han preparado compuestos del xenón y kriptón. Luego de sesenta años de investigación, utilizando reactivos especiales y en condiciones de presión y temperatura adecuadas, N. Bartlett obtuvo el primer compuesto de los gases nobles llamado hexafluoruro platino de Xenón (XePtF_6). Este descubrimiento le dio gran impulso a la investigación sobre la formación de compuestos de gases raros. Entre los compuestos principales preparados con gases raros se encuentran: XeF_2 , XeF_4 , XeOF_4 , XeO_2F_2 , KrF_2 , XeO_3 , KrOF_4 y KrO_2 . En todos ellos, el gas noble actúa con valencia par. Hasta el momento no se ha podido preparar compuestos de Helio, Neón, Argón y Radón.

4. Halógenos (VIIA) ⇔ F, Cl, Br, I y At

- El nombre **halógeno** proviene de un término griego que significa *formador de sales*, porque la mayoría de ellos se les encuentra formando sales en las aguas marinas.
- Poseen moléculas diatómicas: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 y At_2 . Siendo este último radiactivo.

- Son los elementos no metálicos de alta reactividad química, cuyo orden es:



- Su poder oxidante disminuye al descender en el grupo
- En general, son tóxicos y antisépticos.
A continuación, tratamos sobre las propiedades particulares o específicas de cada halógeno.

Flúor:

- Es un gas amarillo pálido, tóxico y venenoso, que generalmente se obtiene a partir de sus sales.
- Se emplea para la fabricación de muchos compuestos útiles, tales como gases refrigerantes (freón), teflón (plástico resistente al calor), y UF₆, compuesto volátil de uranio utilizado en el método de difusión gaseoso para separar los isótopos U-235 y U-238.
- El ión fluoruro (F⁻¹) se usa en la profilaxis de las caries dentales (se encuentra en la crema dental).
Fuente: CaF₂ (fluorita)

Cloro:

- Es un gas amarillo verdoso, altamente tóxico e irritante (un 10⁻⁴ % en el aire, ya afecta las vías respiratorias).
- Sus aplicaciones son muy importantes y numerosas: en forma pura es blanqueador (de papeles y fibras textiles) y purificador de H₂O; formando compuestos, lo encontramos en insecticidas (Ejemplo: DDT), anestésicos (cloroformo), plaguicidas, etc.

Bromo:

- Es un líquido rojo marrón, tóxico, denso y corrosivo, quema la piel, es desinfectante eficaz para piscinas.
- A la temperatura ambiental desprende un vapor muy irritante y caústico.
- Descompone grasas, madera y papel y sus compuestos se utilizan como sedantes de los nervios.

Yodo:

- Es un sólido de color gris negruzco con cierto brillo parecido a los metales.
- Fácilmente se sublima, formando un vapor de color violeta.
- La sal de mesa ("sal yodada") contiene aproximadamente 0,02 % de KI que ayuda a evitar el bocio (enfermedad de la glándula tiroides, que se produce por deficiencia de yodo).
- Se emplea como antiséptico y germicida en forma de tintura de yodo (mezcla de alcohol y yodo).

5. Anfígenos o Calcógenos (VIA) ⇔ O, S, Se, Te y Po

Oxígeno:

- Gas incoloro y diatómico (O₂), poco soluble en H₂O (aún así la vida acuática se debe a la presencia de O_{2(g)} disuelto en ella).
- Entre sus usos comunes tenemos: en tratamiento de aguas negras (servidas), blanqueador de la pulpa y del papel, en medicina para superar dificultades respiratorias y en muchas reacciones inorgánicas y orgánicas.

Azufre:

- Es un sólido verde amarillo, se emplea en la fabricación de ácido sulfúrico, pólvora negra, vulcanización del caucho, etc.

Selenio:

- Es un sólido, cuyo color varía de rojizo a gris, posee conductividad eléctrica, muy sensible a la luz, por ello se emplea en fotocopiadoras y celdas solares.

6. Nitrogenoides (VA) ⇔ N, P, As, Sb y Bi

Nitrógeno:

- Es un gas incoloro (N_2), la considerable abundancia en la atmósfera (78 % en volumen) y la abundancia relativamente baja de compuestos nitrogenados, se debe a que las moléculas de N_2 son químicamente muy estables.
- Se utiliza para la fabricación de amoníaco (NH_3), ácido nítrico (HNO_3), abonos (KNO_3 y $NaNO_3$), fertilizantes, etc.

Fósforo:

- Es un sólido, que se encuentra en forma de fósforo rojo y fósforo blanco, ambos son insolubles en H_2O . Se encuentran formando parte de muchos compuestos en los seres vivos.

Arsénico:

- Es un sólido amarillo gris y sus compuestos son venenosos.

7. Hidrógeno

- Es un gas incoloro (H_2), inflamable, capaz de difundirse a través de algunos metales como el Pd, Pt, Fe y Ag, debido a su pequeño peso molecular (es el gas más ligero). Combinado químicamente forma parte del agua, hidróxidos, hidruros, algunas sales y en la mayoría de compuestos orgánicos.

8. Metales de transición (Grupo B), los principales son:

Hierro:

- Es un sólido gris, uno de los elementos más comunes de la corteza terrestre, se encuentra bajo la forma de Fe_2O_3 , $FeCO_3$, Fe_3O_4 , FeS_2 , etc.
- Se oxida fácilmente.
- En forma pura tiene pocas aplicaciones, en cambio posee mayor aplicación cuando está mezclado (aleado), así por ejemplo, tenemos al acero (mezcla de C y Fe, principalmente).
- Desde el punto de vista biológico, son indispensables para animales y vegetales, por eso se encuentra en la hemoglobina de la sangre cumpliendo una función vital.

Cobre:

- Es un sólido rojizo, su principal aplicación es como conductor eléctrico, también en la construcción de calderas y concentradoras, forma aleaciones importantes como: el bronce (Sn+Cu) y el latón (Zn+Cu).

Oro:

- Es un sólido de color amarillo, resiste la acción de los agentes atmosféricos y de los ácidos fuertes.
- El agua regia (tres partes de HCl y una parte en volumen de HNO_3) lo disuelve.
- Se encuentra en forma nativa en pequeñas cantidades, entre las arenas de algunos ríos o bien asociados con ciertos minerales.
- Entre las aleaciones más conocidas tenemos: oro de acuñación (con 10 % de cobre) y oro de 18 kilates (25 % de cobre y 75 % de oro).

Plata:

- Es un sólido de color gris claro, capaz de adquirir gran brillo por pulimentación.
- Buen conductor del calor y de la electricidad.
- Aleada con cobre se utiliza para la fabricación de monedas, en trabajos de orfebrería y en aparatos eléctricos.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Considerando que los elementos: S, Se y Te, conforman una triada de Döbereiner, entonces calcular el peso atómico aproximado del Te. Según:

Triadas	S	Se	Te
P.A.	32	79

Resolución:

Elemento central: Se

$$PA(\text{Se}) = \frac{PA(\text{S}) + PA(\text{Te})}{2}$$

Reemplazando:

$$79 = \frac{32 + PA(\text{Te})}{2} \Rightarrow PA(\text{Te}) = 126$$

Problema 2

Calcular el volumen atómico (V_A) aproximado, según Lothar Meyer, de un átomo de mercurio.

Datos: P.A.(Hg) = 200,6

Densidad = 13.6 g/cm³

$N_A = 6,02 \times 10^{23}$ (número de Avogadro)

Resolución:

Lothar Meyer, calculó volumen atómico, según:

$$V_A = \frac{P.A.(g)}{\text{densidad} \times N_A}$$

Reemplazando valores:

$$V_A = \frac{200,6g}{13,6 \frac{g}{cm^3} \times 6,02 \cdot 10^{23}}$$

$$V_A = 2,45 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$$

Problema 3

Indicar la (s) proposición(es) verdadera(s):

- I. Según Mendeleev, los elementos están ordenados en orden creciente al número atómico.
- II. La Tabla Periódica Actual fue diseñado por Henry Moseley.
- III. En la Tabla Periódica Actual, el grupo que posee más elementos es IIIB.
- IV. La mayoría de los elementos químicos son de origen natural.

Resolución:

- I. Es falso, porque Mendeleev, ordenó a los elementos en orden creciente a su peso atómico.
- II. Es falso, la Tabla Periódica Actual fue diseñada por Werner.
- III. Es verdadero, porque dicho grupo contiene 32 elementos.
- IV. Es verdadero, porque de los 109 elementos químicos, 90 son de origen natural.

Rpta: III y IV

Problema 4

Indique lo incorrecto:

- A) El escandio, antes de descubrirlo, se le denominó eka-boro
- B) Mendeleev establece el período y grupo para los elementos.
- C) Las octavas de Newlands sólo agrupan a los metales.
- D) Chancourtois ordenó a los elementos en orden creciente al peso atómico, en una línea espiral o helicoidal.
- E) Según Mendeleev, un elemento (E) del grupo III posee un óxido cuya fórmula es E₂O₃.

Resolución:

Analizando cada alternativa

- A) Es correcto, porque Mendeleev predijo la existencia del escandio y de sus propiedades, luego lo llamó eka-boro.
- B) Es correcto, porque Mendeleev establece por primera vez la denominación de período y grupo.
- C) Es incorrecto, porque según Newlands, sólo establece el orden de los elementos según el peso atómico creciente, sin diferenciar metal y no metal.
- D) Es correcto, llamado también el "tomillo telúrico"
- E) Es correcto, porque los elemento del grupo III, tendrán valencia = 3, entonces su óxido será E₂O₃

Problema 5

De acuerdo a la Tabla de Mendeleev, indicar la valencia del carbono y del cloro respectivamente.

Resolución:

Según Mendeleev, cada elemento tiene valencia única y se cumple:

Número de grupo = valencia.

Carbono $\left\{ \begin{array}{l} \text{Grupo : IV} \\ \text{Valencia} = 4 \end{array} \right.$ Cloro $\left\{ \begin{array}{l} \text{Grupo : VII} \\ \text{Valencia} = 7 \end{array} \right.$

Problema 6

De acuerdo a la siguiente relación de elementos químicos: Ag, Zn, H, K, Rb, Kr, Na y Pb Indicar aquellos que corresponden a la familia de metales alcalinos.

- A) H, Kr, Na B) K, Kr, Pb y Na
 C) Rb, K y Na
 D) H, Na, Ag y Rb E) Zn, K, Rb y Na

Resolución:

Esta pregunta es para demostrar que el lector tiene la capacidad de reconocer a los principales elementos representativos por cada grupo.

Pertencen al grupo IA y son metales: K, Rb y Na

Rpta: C

Problema 7

De los elementos: B, Ne, Ca, Si, S, Po, Cu y Br; indicar la cantidad de metales, no metales, y semimetales respectivamente

Resolución:

Debemos ser capaces de diferenciar el tipo de elemento químico:

metales: Ca y Cu = 2 elementos
 no metales: Ne, S y Br = 3 elementos
 semimetales: B, Si y Po = 3 elementos

Problema 8

Determinar el número atómico para un elemento que se encuentra en el cuarto período y pertenece a los elementos térreos.

Resolución:

Elemento térreo \Rightarrow grupo IIIA

Electrones de valencia: $\dots ns^2 \dots np^1$

Cuarto período $\Rightarrow (n=4): \dots 4s^2 \dots 4p^1$

Entonces la distribución completa será:

$$\left\{ \begin{array}{l} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 \\ \text{posee } 31e^- \quad \downarrow \quad Z = 31 \end{array} \right.$$

Problema 9

De acuerdo a la siguiente relación de elementos, indicar el de mayor carácter no metálico, sabiendo que pertenecen al mismo período:

${}_{29}\text{Cu}$, ${}_{25}\text{Mn}$, ${}_{32}\text{Ge}$, ${}_{19}\text{K}$ y ${}_{20}\text{Ca}$

Resolución:

Se sabe que para elementos de un período:

“Z” aumenta hacia la derecha y en el mismo sentido aumenta el carácter no metálico. Luego, ordenándolos:

$${}_{19}\text{K}, {}_{20}\text{Ca}, {}_{25}\text{Mn}, {}_{29}\text{Cu} \text{ y } {}_{32}\text{Ge}$$

\therefore El germanio (Ge) tiene mayor carácter no metálico.

Problema 10

Indicar las proposiciones verdaderas:

- I. De los metales alcalinos térreos, el bario posee mayor radio atómico.
- II. En el período 4, el gas noble correspondiente tiene menor radio atómico.
- III. En los halógenos todos tienen igual radio atómico.
- IV. Los metales se caracterizan por el radio iónico donde se observa: $RI < RA$

Resolución:

Analizando cada proposición, respecto al radio atómico y radio iónico:

- I. Es falso, el radio por estar en el séptimo período tiene mayor radio atómico.
- II. Es verdadero, cada período termina en un gas noble, aquel tiene menor radio atómico respecto a los otros elementos del mismo período.
- III. Es falso, los halógenos pertenecen al grupo VIIA, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo.
- IV. Es verdadero, los metales fácilmente pierden uno o más electrones, se presentan como cationes, por lo tanto la relación: $RI < RA$ es correcta

Rpta: II y IV

Problema 11

Identificar las proposiciones incorrectas:

- I. De los gases nobles, el radón posee mayor energía de ionización.
- II. En el período 5, el metal más activo posee menor afinidad electrónica.
- III. En el grupo VA existen 5 elementos, entonces el quinto elemento posee menor electronegatividad.
- IV. La mayoría de elementos son no metales.

Resolución:

- I. Es incorrecto, de los gases nobles el helio posee mayor energía de ionización.
- II. Es correcto, el período inicia con un metal alcalino (más activo que otros del mismo período) y posee menor afinidad electrónica.
- III. Es correcto, en un grupo, la electronegatividad disminuye con el aumento del número atómico.
- IV. Es incorrecto, la mayoría de elementos son metales.

Rpta: I y IV

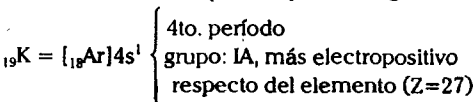
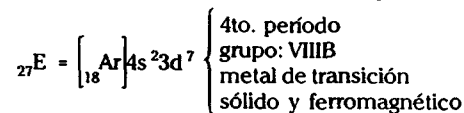
Problema 12

Respecto al elemento número 27 de la tabla periódica, ¿qué proposición no le corresponde?

- A) Se encuentra en el cuarto período
- B) Es un elemento de transición, por lo tanto es metal.
- C) Es menos electropositivo respecto del potasio (Z=19)
- D) A temperatura ambiental es sólido.
- E) A medida que aumenta la temperatura, también aumenta la conductividad eléctrica.

Resolución:

Ubicando a los elementos en la tabla periódica.



Luego, teniendo en cuenta que los metales a medida que se le aumenta la temperatura, disminuye su conductividad eléctrica, la proposición "E" es incorrecta.

Rpta: E

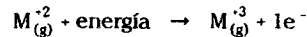
Problema 13

Indicar, cuál de las expresiones identifica a la tercera energía de ionización de un metal (M).

- A) $M_{(s)}^{+2} + \text{energía} \rightarrow M_{(s)}^{+3} + 1e^{-}$
- B) $M_{(g)} + \text{energía} \rightarrow M_{(g)}^{+3} + 3e^{-}$
- C) $M_{(g)}^{+3} + \text{energía} \rightarrow M_{(g)}^{+4} + 1e^{-}$
- D) $M_{(g)}^{+2} + 1e^{-} \rightarrow M_{(g)}^{+1} + \text{energía}$
- E) $M_{(g)}^{+2} + \text{energía} \rightarrow M_{(g)}^{+3} + 1e^{-}$

Resolución:

La tercera energía de ionización, es la mínima energía necesaria para expulsar un electrón de su catión divalente en estado gaseoso, cuya expresión es:



Rpta: E

Problema 14

La abundancia en masa de los elementos químicos en la corteza terrestre, (en los océanos y en la atmósfera) es:

O	49,5 %	Ca	3,4 %	H	0,87 %
Si	25,7 %	Na	2,6 %	Ti	0,58 %
Al	7,5 %	K	2,4 %	Otros	0,85 %
Fe	4,7 %	Mg	1,9 %		

Luego, ¿qué proposición no se cumple?

- A) El elemento más abundante es un no metal.
- B) El metal más abundante es el hierro.
- C) El metal alcalino más abundante es el calcio.
- D) El semimetal más abundante es el silicio.
- E) El metal alcalino más abundante es el sodio.

Resolución:

Observando los datos, notamos que el elemento oxígeno (no metal) es el más abundante, el metal más abundante es el aluminio y el metal alcalino más abundante es el sodio.

Rpta: B

Problema 15

Considerando el experimento de Moseley realizados con los átomos de Sc ($Z=21$) y V ($Z=23$). Respecto a los rayos X generados por estos metales, se concluye que:

A) Sc: mayor energía del fotón (E)

B) V: menor frecuencia (ν)

C) Sc: menor número de $\frac{\text{ciclos}}{s}$

D) Sc: mayor velocidad (v)

E) V: mayor longitud de onda (λ)

Resolución:

Se establece la relación de las propiedades de los rayos X, con el número atómico (Z):

$$\nu \propto Z^2 \quad ; \quad \lambda \propto \frac{1}{Z} \quad ; \quad E \propto Z^2$$

Luego concluimos:

$$\begin{array}{l} \text{Menor "Z"} \\ (\text{Sc}) \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \cdot \text{menor } \nu \\ \cdot \text{mayor } \lambda \\ \cdot \text{menor } E \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} \text{Mayor "Z"} \\ (\text{V}) \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \cdot \text{mayor } \nu \\ \cdot \text{mayor } \lambda \\ \cdot \text{menor } E \end{array} \right.$$

Rpta: C

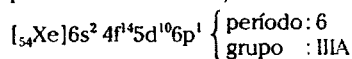
Problema 16

La distribución electrónica del catión trivalente de un elemento termina en $5d^{10}$

¿En qué grupo se encuentra en la tabla periódica?

Resolución:

Si termina en $5d^{10}$, entonces los electrones perdidos corresponden al nivel $= 6 \diamond 6s^2$ y $6p^1$. Completando la distribución electrónica hasta $6p^1$ para su átomo neutro, tenemos:



Los lones (cationes y aniones) se encuentran en la misma ubicación que su respectivo átomo neutro.

\therefore Grupo = IIIA (es un elemento térreo o boroide)

Problema 17

Respecto a los elementos Y ($Z=39$) y As ($Z=33$), determinar la relación que no corresponde:

A) Pertenecen a familias diferentes.

B) Pertenecen a períodos diferentes

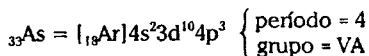
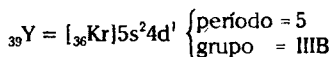
C) El As posee cinco electrones de valencia

D) El Y es un metal, porque no posee carácter no metálico

E) Ninguno de ellos es transuránico.

Resolución:

Ubicando a cada elemento:



Entonces:

El elemento Y pertenece al grupo IIIB \diamond metal

Todo elemento posee siempre el carácter metálico y carácter no metálico, en menor o mayor grado.

Rpta: D

Problema 18

El calcio y el bario forman los compuestos: CaF_2 , BaI_2 , CaS , BaSe , Ca_3P_2 y Ba_3P_2 . Prediga la fórmula para cada compuesto formado por las combinaciones de: magnesio, selenio; magnesio, boro; estroncio y antimonio.

A) MgSe , MgBr_2 , Sr_3Sb_2

B) MgSe , MgBr , Sr_2Sb_3

C) MgSe , MgBr_2 , SrSb

D) MgSe_2 , MgBr_2 , Sr_2Sb_3

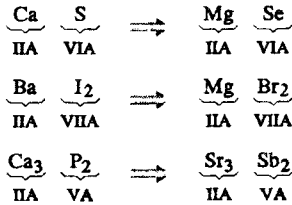
E) MgSe , Mg_2Br , Sr_2Sb_3

Resolución:

Los elementos del mismo grupo poseen propiedades químicas similares; así por ejemplo, formando compuestos binarios tiene fórmula similar (igual número de especies químicas) entonces, identificando a cada grupo.

IIA	VA	VI A	VII A
Mg	P	S	F
Ca	Sb	Se	Br
Sr			I
Ba			

Entonces:



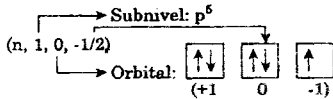
Rpta: A

Problema 19

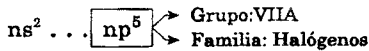
¿A qué familia pertenece el elemento, cuyo átomo posee como último electrón la notación cuántica probable: $n, 1, 0, -1/2$?

Resolución:

Analizando los números cuánticos:

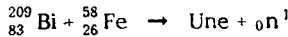


Entonces la distribución electrónica termina en:



Problema 20

El elemento unnilenio (Une), se obtiene artificialmente, según:

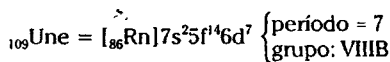


Determinar entonces el grupo al cual pertenece:

- A) IIB B) VIII B C) VIB
 D) VII B E) III B

Resolución:

Balanceando la ecuación nuclear se determina:



Rpta: B

Problema 21

El átomo de un elemento "E" posee 17 electrones en orbitales cuya energía relativa es 6. ¿Cuál es su ubicación en la tabla periódica?

	Período	Grupo
A)	5	IIA
B)	6	IA
C)	5	IA
D)	6	IIA
E)	4	IIB

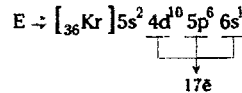
Resolución:

Los orbitales cuya energía relativa es 6 son 6s, 5p y 4d, así:

$$E_R = n + \ell = 6$$

6	0	6s
5	1	5p
4	2	4d

Haciendo la configuración electrónica se ubicará al elemento:



∴ Período = 6

Grupo = IA

Rpta: B

Problema 22

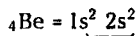
De las proposiciones siguientes, ¿cuáles son incorrectas?

- I. La electroafinidad de los gases nobles es baja por la poca tendencia de los átomos de estos elementos a ganar electrones.
- II. La energía de ionización del ${}_3\text{Be}$ es menor que del ${}_3\text{B}$, por tener el Be mayor estabilidad de sus electrones del último nivel.
- III. El máximo valor de la afinidad electrónica en un período tiende hacia el grupo de los metales alcalinos.

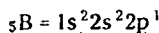
Resolución:

- I. Es correcto, los gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe; Rn) tienen su último nivel saturado de electrones apareados, por lo tanto, su afinidad electrónica será muy baja.

II. Es incorrecto, es lo contrario. Observando la configuración electrónica externa:



- mayor estabilidad (posee sólo orbitales apareados)
- mayor EI



- menor estabilidad
- menor EI

III. Es incorrecto, el máximo valor de la afinidad electrónica en un período tiende a los elementos halógenos (VIIA)

Rpta: II y III

Problema 23

Señale la triada de elementos que resaltan en las siguientes propiedades:

- I. Elemento metálico de máxima temperatura de fusión.
- II. Elemento de máxima densidad.
- III. Elemento no metálico de máxima temperatura de fusión.

- A) Au, Hg, I B) Au, Os, C C) W, Hg, I
 D) Fe, Hg, Br E) W, Os, C

Resolución:

La máxima temperatura de fusión es para tungsteno (W, metal) y diamante (C, no metal) y el elemento de máxima densidad es Os(22,6 g/cm³)

Rpta: E

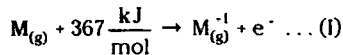
Problema 24

La primera energía de ionización de "M" es 367 kJ/mol. Un mol de "M" reacciona con un mol de "X" para formar 1 mol de iones M⁺¹ y 1 mol de iones X⁻¹ absorbiendo 255 kJ de calor en el proceso. Si todos los reactantes y productos son gases ¿Cuál es la afinidad electrónica de "X"?

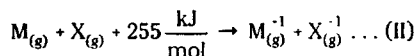
Resolución:

De los datos:

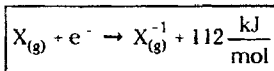
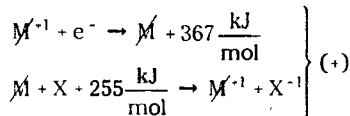
- Primera energía de ionización de "M" es 367 $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$



Energía absorbida en el proceso, es 255 $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$



Luego, colocando las ecuaciones para buscar la afinidad electrónica de "X". Tenemos que invertir (I) y sumar con (II), así:



$$\therefore \text{A.E} = -112 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \text{ (energía liberada)}$$

Problema 25

Relacionar las propiedades atómicas con su significado adecuado:

- I. Electronegatividad
 - II. Energía de ionización
 - III. Afinidad electrónica
- a. Energía transferida (absorbida o emitida) para que el átomo en fase gaseosa gane un electrón.
 - b. Fuerza relativa con que el átomo atrae electrones de enlace hacia su núcleo.
 - c. Energía absorbida por un átomo en fase gaseosa, para perder su electrón externo.

Resolución:

Revisando los conceptos de cada propiedad atómica la relación correcta es:

Rpta: Ib - IIc - IIIa

PROBLEMAS PROPUESTOS

En la siguiente triada:

Ca	Sr	Ba
40,1	...	137,4

P.A.

Determinar el peso atómico de estroncio (Sr)

- A) 98,85 B) 88,75 C) 80
D) 61,85 E) 78,88

¿Cuántas proposiciones son correctas?

- Chancourtois: ordena los elementos según el peso atómico creciente
- Octavas de Newlands: dispone de casilleros vacíos.
- Según Mendeleev: Eka-boro = Germanio
- Según Mendeleev: La posible valencia del carbono es cuatro

- A) 2 B) 3 C) 4
D) 1 E) 0

En base a la tabla de Mendeleev, indique para el hierro, el número de grupo y período respectivamente:

- A) VIII, 3 B) VIII, 4 C) VIII, 5
D) VII, 4 E) VIII, 6

El átomo de un elemento halógeno que presenta 4 niveles en su distribución electrónica y posee número másico 80, tiene neutrones.

- A) 35 B) 45 C) 43
D) 42 E) 41

Respecto a la Tabla Periódica Actual, indicar la proposición correcta:

- A) Los elementos de un período presenta propiedades físicas similares.
B) Existen 18 columnas, pero sólo 16 grupos
C) Por lo general los metales más livianos son los menos activos.

D) La serie de actínidos son metales representativos.

E) Los únicos metales líquidos son el mercurio y bromo.

6. El elemento que reacciona vigorosamente frente al agua fría es:

- A) Pb B) Cl₂ C) K
D) Ca E) Al

7. Respecto al metal hierro, indique el número de afirmaciones verdaderas, de acuerdo a sus propiedades:

- Posee brillo al ser pulido
- Al calentarlo, aumenta su conductividad eléctrica.
- Con el carbono forma una aleación llamada "acero".
- Posee alto punto de fusión.
- Es menos denso que el osmio.

- A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

8. Es un elemento no metálico gaseoso, formador de sal, desinfectante, decolorante de fibras vegetales y de color amarillo verdoso. Estas cualidades pertenecen al:

- A) Flúor B) Bromo C) Azufre
D) Cloro E) Astatto

9. La sal, yoduro de potasio (KI), su fuente natural es el agua de mar. Por electrólisis de esta sal, se obtiene yodo (I₂) en forma de sólido negruzco. ¿Qué alternativa no es correcta para el yodo?

- A) Es un aislante eléctrico
B) Es un halógeno
C) Al mezclar con el alcohol etílico, se forma la tintura de yodo.
D) En comparación a los otros halógenos comunes, es el más estable
E) Es buen agente reductor frente a los metales.

10. Indicar verdadero (V) o falso (F), según corresponda:
- De acuerdo al número de elementos, los metales son más numerosos que los no metales.
 - Los no metales pueden presentarse en los estados sólido, líquido y gaseoso a temperatura ambiental.
 - El galio es un metal líquido a temperatura ambiental (25°C)
 - Todo metal es siempre más duro que un no metal.
 - Sólo catorce elementos son considerados lantánidos.
- A) VFFFF B) VVFFF C) FVFVF
D) VVFFF E) VFVFF
11. El átomo de un elemento del cuarto período, presenta cinco orbitales desapareados de energía relativa igual a 5, si además posee 30 neutrones ¿cuál es su número de masa?
- A) 55 B) 52 C) 56
D) 50 E) 47-
12. ¿Qué alternativa presenta un metal pesado, un no metal y un metaloide respectivamente?
- A) Ca, O, Ge B) S, Se, B C) Na, V, At
D) Fe, P, As E) Zn, Al, Si
13. ¿Cuántas proposiciones son correctas?
- El hidrógeno es un metal alcalino
 - Los boroides poseen cuatro electrones de valencia.
 - Los elementos: P₄, C, S₈ y Se son no metales sólidos a temperatura ambiental.
 - El metal de mayor conductividad eléctrica a temperatura ambiental es la plata.
 - Todo metal a temperatura ambiental es sólido.
- A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5
14. Indicar la proposición verdadera:
- En un período, la electronegatividad aumenta a medida que incrementa el número atómico (Z)
 - En un grupo, la electropositividad, aumenta a medida que disminuye Z.
 - En un período, el potencial de ionización aumenta de derecha a izquierda.
 - En un grupo, el radio atómico y el carácter no metálico, varían en el mismo sentido.
 - La afinidad electrónica es caracterizada por ser siempre positivo.
15. El posible compuesto entre un boróide (E) y el oxígeno es:
- A) EO B) EO₂ C) E₂O₃
D) E₃O₂ E) EO₄
16. Respecto a los gases nobles, indicar la proposición incorrecta.
- Algunos forman compuestos químicos a condiciones muy especiales.
 - Poseen alto valor en su energía de ionización.
 - Todos tienen ocho electrones en la última capa.
 - El radón posee mayor radio atómico.
 - En la tabla periódica se encuentran ubicados al final de cada período.
17. Respecto a los elementos: I (Z=53) y Np (Z=93), indicar la proposición correcta.
- Ambos son elementos naturales.
 - El de mayor carga nuclear es un lantanoide transuránico.
 - Ambos se pueden preparar artificialmente.
 - El de mayor carga nuclear se encuentra el período 4.
 - Sólo uno de ellos se encuentra en la naturaleza y a temperatura ambiental es líquido.

A) FFVV
D) FVVV

B) FFFV

C) FVVV
E) VVVV

A) 21
D) 29

B) 23

C) 26
E) 22

32. El óxido de un elemento presenta atomicidad igual a 7. Dicho elemento pertenece al 4to. período de la tabla periódica. ¿Cuál es el probable número atómico?

A) 28
D) 33

B) 15

C) 28
E) 38

33. Un elemento del 4to. período posee 10 electrones de valencia y presenta 60 nucleones fundamentales, es isótono con el núclido X - 65. ¿A qué familia pertenece el elemento X?

A) Boroide
B) Nitrogenoide
C) Anfigeno
D) Halógeno
E) Carbonoide

34. Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

- I. La fuente para obtener magnesio es el agua de mar.
- II. El aluminio se obtiene a partir del mineral bauxita (Al_2O_3) por el método electrolítico.
- III. La fluorita es materia prima para obtener el gas flúor.
- IV. El yodo es un sólido volátil, sus vapores son de color violeta

A) FVVV
D) VVFF

B) FFFV

C) FFFV
E) VVVV

35. En un tubo de rayo catódico se coloca un electrodo metálico como cátodo y ánodo, se somete a alto voltaje tal como 6 000 voltios, el rayo "X" difractado posee una frecuencia de 2.10^8 s^{-1} ¿Cuál es el número atómico del metal?

36. El átomo de un elemento presenta 6 orbitales apareados en la cada "M". Indique el número de grupo.

A) IIB
D) VIB

B) VIIIB

C) VB
E) VIIB

37. Señalar verdadero o falso:

- I. El poder oxidante de los halógenos aumenta al disminuir su carga nuclear.
- II. El poder reductor de los alcalinos disminuye al aumentar su carga nuclear.
- III. En un período la fuerza oxidante aumenta al aumentar el número atómico.
- IV. Todos los gases nobles tienen electronegatividad nula.

A) VFVF
D) VFVV

B) FVVF

C) VVVV
E) FVVF

38. "Es un metal de baja densidad, alta reactividad, bajo punto de fusión, reacciona vigorosamente con el agua y halógenos". ¿A qué metal se refiere probablemente las características mencionadas?

A) Cu
D) Ca

B) Fe

C) K
E) Ba

39. Dada las siguientes reacciones:

- I. $H_2O + K \rightarrow KOH + H_2$
- II. $H_2O + Ca \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
- III. $H_2O + Na \rightarrow NaOH + H_2$
- IV. $H_2O + Mg \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2$

Ordene en forma decreciente, según la velocidad o rapidez con la que transcurre.

A) II, III, IV, I

B) IV, II, III, I

C) IV, II, III, I

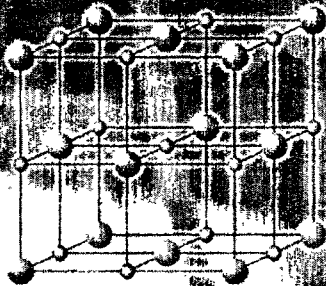
D) I, III, II, IV

E) I, III, IV, II

CLAVES

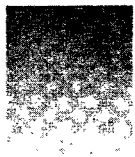
Capítulo

VI



- | | |
|-------|-------|
| 01. B | 21. C |
| 02. A | 22. C |
| 03. B | 23. B |
| 04. B | 24. E |
| 05. B | 25. E |
| 06. C | 26. E |
| 07. D | 27. B |
| 08. D | 28. E |
| 09. E | 29. B |
| 10. D | 30. A |
| 11. A | 31. E |
| 12. D | 32. D |
| 13. B | 33. B |
| 14. A | 34. E |
| 15. C | 35. D |
| 16. C | 36. B |
| 17. C | 37. A |
| 18. D | 38. C |
| 19. C | 39. D |
| 20. D | |

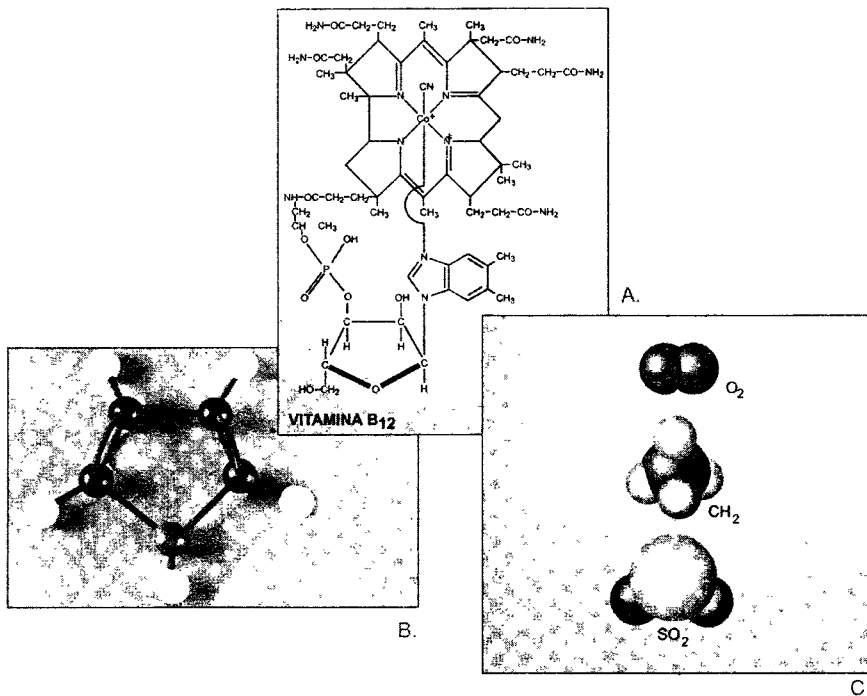




VII

CAPÍTULO

Enlace Químico



- Estructura molecular de una molécula muy compleja: vitamina B₁₂. Donde existen muchos anillos de forma hexagonal y pentagonal. En general la estructura molecular de vitaminas y proteínas son muy complejas y de elevado peso molecular.
- Estructura molecular de pirrol un compuesto orgánico heterocídico contiene dos enlaces dobles, 8 enlaces simples, dos enlaces Pi y diez enlaces sigma.
- Modelos moleculares para $\overset{\curvearrowright}{\text{O}} = \overset{\curvearrowright}{\text{O}}$ (oxígeno diatómico), CH₄ (metano) y SO₂ (dióxido de azufre). En O₂ hay en doble enlace, en CH₄ hay 4 enlaces simples y en SO₂ hay un doble enlace y un enlace simple.

ENLACE QUÍMICO

OBJETIVOS

- Comprender el principio fundamental para la formación del enlace químico.
- Ser capaz de realizar la notación o fórmula Lewis de sustancias iónicas y covalentes, y saber diferenciarlas.
- Explicar las propiedades de las sustancias químicas en base al tipo de enlace (iónico y covalente), tipo de átomos que se enlazan (metálicos y no metálicos), parámetros moleculares (longitud de enlace, ángulo de enlace y energía de enlace).
- Ser capaz de reconocer cuándo una sustancia molecular posee fenómeno de resonancia y cuándo es paramagnética.

INTRODUCCIÓN

Los elementos químicos se combinan de diferentes maneras para formar toda una variedad de compuestos inorgánicos y orgánicos. Hay compuestos gaseosos, líquidos y sólidos, los hay tóxicos e inócuos, mientras que otros son altamente benéficos para la salud. Las propiedades de cada compuesto dependen del tipo de elementos químicos que lo forman, el modo cómo se enlazan (tipo de enlace químico), la forma y geometría de los agregados atómicos (moléculas) y de cómo éstos interactúan entre sí.

Se han planteado muchas teorías sobre enlace químico. Para que una teoría sea considerada satisfactoria tiene que dar debida respuesta a tres cuestiones fundamentales: (1) ¿Por qué se forma un enlace químico? (2) ¿A qué se debe que los distintos elementos formen distinto número de enlaces? (3) ¿A qué se debe que los átomos que constituyen una molécula se sitúen en posición definida con respecto a los demás, de modo que el conjunto tenga una configuración característica?

Las moléculas son entidades independientes unas de otras, y ello es particularmente evidente en los gases como O_2 , N_2 , vapor de agua (H_2O), etc. A presiones altas y temperaturas bajas los gases pasan al estado líquido y luego al sólido, debido a que las moléculas se enlazan entre sí mediante fuerzas de interacción que genéricamente se denominan **fuerzas de Van der Waals**.



G.N. Lewis (1 875 - 1946) químico norteamericano, uno de los fisicoquímicos más notables del siglo XX, hizo grandes contribuciones en el área del enlace químico (enlace covalente), la termodinámica, los ácidos y bases, y la espectroscopía molecular.

En 1916, el químico alemán Walther Kossel expuso que en las reacciones químicas ocurren pérdida y ganancia de electrones por parte de los átomos, y por ello éstos adquieren la configuración electrónica de un gas noble. Sin duda alguna, Kossel se refería al enlace iónico y por lo tanto, a los compuestos iónicos.

Posteriormente, los químicos norteamericanos Gilbert Newton Lewis e Irving Langmuir, cada uno en forma independiente estudiaron los compuestos iónicos y no iónicos (covalentes), comprobando que los átomos al formar enlaces químicos adquieren en su mayoría la estructura electrónica de un gas noble (8 electrones en el nivel externo), lo que hoy se llama REGLA DEL OCTETO.

En 1923, G.N. Lewis plantea su teoría de **enlace por pares de electrones** y anuncia que el octeto se logra por medio de compartición de electrones. Entonces, a Kossel lo podemos considerar como el "padre" del enlace iónico, y a Lewis, padre del enlace covalente.

En 1926, Walter Heitler y Fritz London demostraron que el enlace covalente en la molécula de H_2 se podía explicar mediante la mecánica cuántica.

La mecánica cuántica describe muy bien a los átomos y la estructura electrónica de los mismos; pero la situación en la molécula es muy diferente debido a la mayor complejidad de ésta, el aparato matemático es mucho más difícil de formular y los resultados menos fáciles de obtener e interpretar.

Hoy en día, los químicos disponen de métodos de cálculo y de técnicas experimentales muy sofisticadas que permiten conocer con exactitud la forma, geometría y dimensiones de las moléculas.

Veamos algunos ejemplos de sustancias químicas puras: (1) cloruro de sodio, $NaCl$ (2) sulfato de cobre (II), $CuSO_4$ (3) el agua, H_2O (4) gas metano, CH_4 (5) metal hierro, Fe (6) metal oro, Au.

En (1) la unidad fórmula es $Na^{+1} Cl^{-1}$, en (2) es $Cu^{+2} (SO_4)^{-2}$, en (3) es $O \begin{matrix} H \\ | \\ H \end{matrix}$, en (4) es $H \begin{matrix} H \\ | \\ C \\ | \\ H \end{matrix}$, en (5)

y (6) son los átomos de cada elemento.

La unidad fórmula constituida por átomos *metálicos* y *no metálicos* ionizados (cationes y aniones) se encuentran en la estructura interna de los **compuestos iónicos**; mientras que la unidad fórmula constituida por átomos *no metálicos* neutros se llama **molécula** y se encuentran en la estructura interna de las **sustancias covalentes**.

¿Mediante qué fuerza se mantiene unido los cationes y aniones para formar una unidad fórmula?

Evidentemente, mediante fuerza electrostática de atracción que se denomina **ENLACE IÓNICO** o **ELECTROVALENTE**.

¿Qué fuerza mantiene unido a los átomos neutros en una molécula (partícula discreta de composición atomística fija o constante)?

Mediante la fuerza electromagnética (fuerza eléctrica y magnética), predominantemente eléctrica, lo que se llama **ENLACE COVALENTE**.

¿Cómo se mantienen unidos los átomos metálicos?

Mediante la interacción electrostática de cationes metálicos y el "mar de electrones", lo que se llama **ENLACE METÁLICO**.

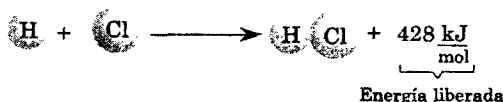
CONCEPTO

El enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a los átomos (enlace interatómico) para formar moléculas o formar sistemas cristalinos (iónicos, metálicos o covalentes) y moléculas (enlace intermolecular) para formar los estados condensados de la materia (sólido y líquido), dicha fuerza es de naturaleza electromagnética (eléctrica y magnética), predominante fuerza eléctrica.

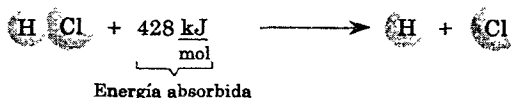
PRINCIPIO FUNDAMENTAL

Los átomos y moléculas forman enlaces químicos con la finalidad de adquirir un estado de **menor energía**, para así lograr una condición de **mayor estabilidad**. En el caso de los átomos, la **estabilidad** se reflejará en un cambio de su **configuración electrónica externa**.

Veamos la formación de la molécula de HCl

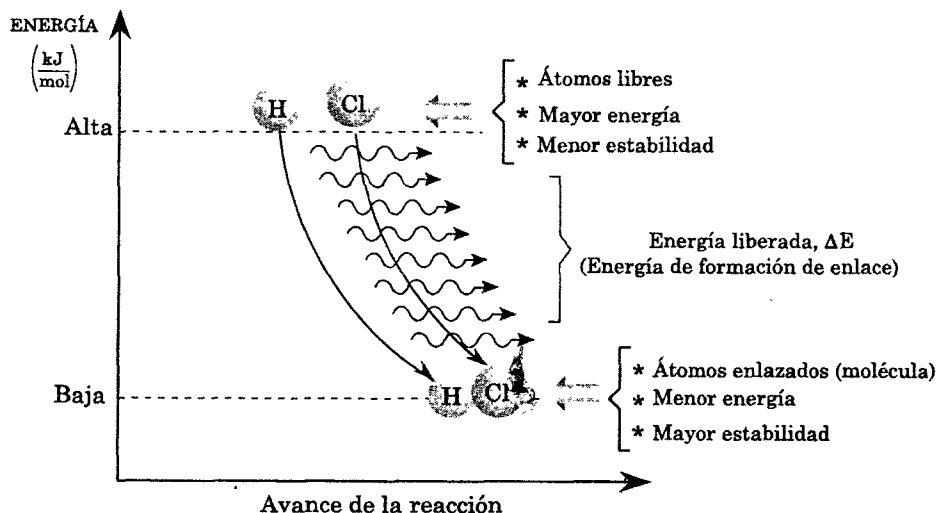


La misma energía se requiere como mínimo para romper o disociar el enlace (energía de disociación)

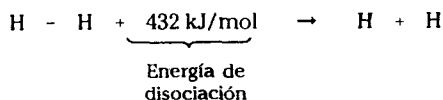
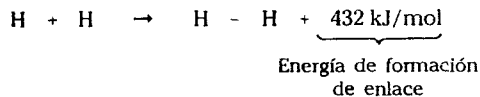


Con una gráfica veamos la variación de energía en la formación del enlace.

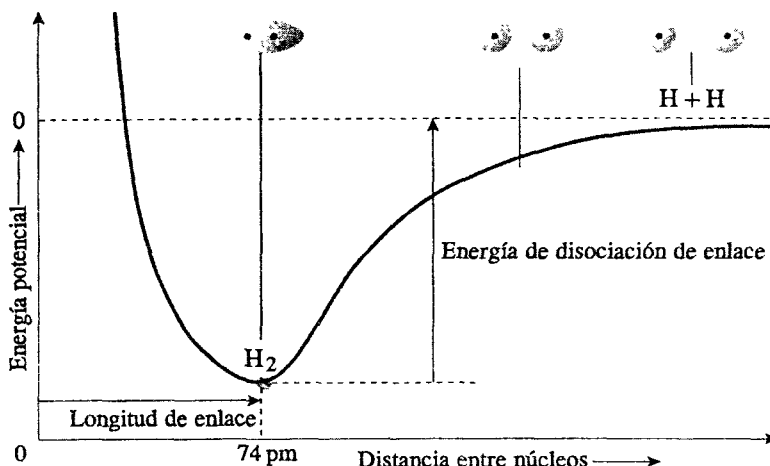
Gráfica 7.1 Formación de HCl, cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico



Ahora veamos la formación de la molécula de hidrógeno (H_2).



Gráfica 7.2 Curva de energía potencial para el hidrógeno (H_2). La molécula estable se encuentra a la distancia de enlace que corresponde al mínimo en la curva de energía potencial.



Describiremos la gráfica anterior de la siguiente manera: la energía potencial de los átomos cuando están a cierta distancia se indica hacia arriba de la curva de energía potencial en el extremo de la derecha. A medida que los átomos se aproximan (desplazándose de la derecha a la izquierda, arriba de la curva de energía potencial), la energía potencial va disminuyendo. Esta disminución en energía es un reflejo del enlace de los átomos. A una distancia internuclear de 74 pm la energía potencial es mínima y se forma el enlace. Luego, a medida que los átomos se acercan más, la repulsión de las cargas positivas de los núcleos es mayor que la atracción de los electrones por los núcleos. En otras palabras la energía potencial llega a su valor mínimo y después aumenta. La distancia entre los núcleos a esta energía mínima se llama **longitud de enlace** de $H - H$.

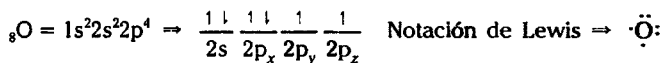
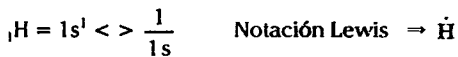
Ahora imagine el proceso inverso: Se parte de la molécula H_2 . Para separar a los átomos se debe dar energía (se mueve a lo largo de la curva hacia la porción plana, a la derecha), esta energía se llama **energía de disociación de enlace**. Mientras mayor sea la energía de disociación de enlace, más fuerte es el enlace.

A la energía de formación y energía de disociación de enlace, se le llama simplemente **energía de enlace**.

Notación o fórmula de Lewis

Es la representación convencional de los electrones de valencia (electrones que intervienen en los enlaces químicos), mediante el uso de puntos (•) o aspas (x) que se colocan alrededor del símbolo del elemento.

Ejemplos:



En la notación Lewis, los puntos o aspas juntas simbolizan a un orbital apareado y un punto o aspa aislado representa a un orbital desapareado.

En general, para los **elementos representativos** (recordar que el número de grupo indica el número de electrones de valencia) tenemos:

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
NOTACIÓN LEWIS	x Li	xBex	x B x	x C x	xx N x	xx O x	xx F xx	xx Ne xx

↑↑

Poseen gran estabilidad

Regla del octeto

G.N. Lewis, al estudiar la molécula de hidrógeno (H_2) notó que cada átomo al compartir electrones adquiere dos electrones, o sea la estructura electrónica del gas noble helio (${}_2He$) y comprobó también que los demás átomos que comparten electrones al formar enlace químico, llegan a adquirir la estructura electrónica de los gases nobles.

Por ello plantea:

Los átomos, al formar enlaces químicos y de ese modo lograr su mayor estabilidad, adquieren la estructura electrónica de un gas noble: átomos pequeños (H y Li) adquieren 2 electrones (${}_2He$) y los demás átomos (representativos) adquieren 8 electrones en el nivel externo o nivel de valencia.

Existen muchas e importantes excepciones a la regla del octeto, por lo tanto **no hay que sobrevalorar la importancia ni aplicabilidad de esta regla**. Dichas excepciones las trataremos posteriormente.

CLASIFICACIÓN DE ENLACES QUÍMICOS

1. Enlaces ínteratómicos:

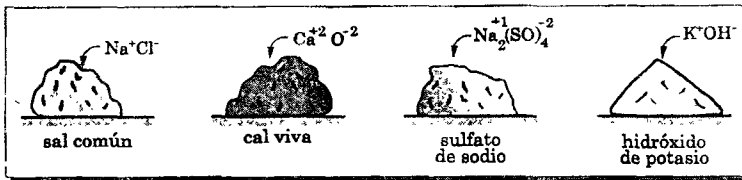
- Enlace iónico o electrovalente
- Enlace covalente
- Enlace metálico

2. Enlaces intermoleculares o fuerzas de Van der Waals

- Enlace dipolo - dipolo
- Enlace puente de hidrógeno
- Enlace por fuerzas de London

ENLACE IÓNICO O ELECTROVALENTE

Figura 7.1 Ejemplos de compuestos iónicos



¿Qué observamos?

Que son sólidos, formados por cationes (de metal) y aniones (de no metal)

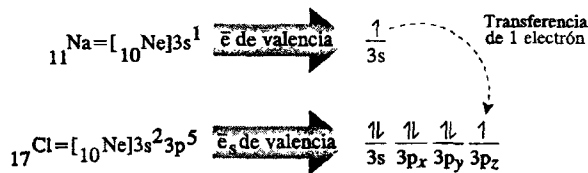
¿Qué es enlace iónico?

Concepto. Es una fuerza electrostática de atracción entre un catión y un anión que se forman previa transferencia de electrones de valencia.

Los compuestos iónicos binarios más representativos (formados sólo por dos elementos), se obtienen generalmente de la combinación entre un metal de baja electronegatividad (IA y IIA) y un no metal de alta electronegatividad (VIIA, O y N).

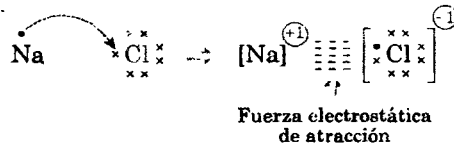
Se debe recordar que los elementos de alta electronegatividad tienen además alta energía de ionización y alta afinidad electrónica, mientras que los elementos de baja electronegatividad (metales) poseen baja energía de ionización y baja afinidad electrónica. Analicemos con ejemplos cómo se efectúa un enlace iónico.

1. En sal común o cloruro de sodio: (NaCl)



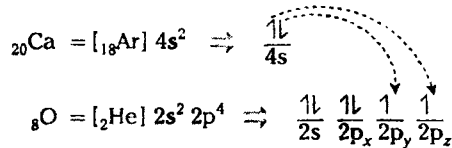
El Na pierde 1e para convertirse en catión sodio (Na^+) y el Cl gana 1e para convertirse en anión cloruro (Cl^-), éstos se atraen mediante una fuerza electrostática formandose así la unidad iónica NaCl.

Según Lewis sería así:

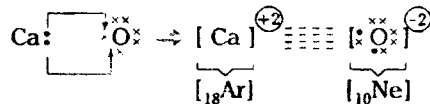


Observación: El Na^{+1} tiene la configuración electrónica del ${}_{10}\text{Ne}$; y el Cl^{-1} tiene configuración electrónica del ${}_{18}\text{Ar}$; es decir, cumplen con la regla del octeto.

2. En cal viva u óxido de calcio: CaO



Para obtener la estructura Lewis del compuesto, primero escribimos la notación Lewis de cada átomo, luego realizamos la transferencia de electrones del átomo metálico hacia el átomo no metálico

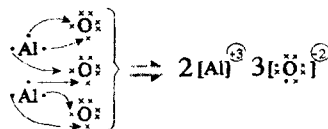


También observamos que el Ca^{+2} y O^{-2} cumplen la regla del octeto, adquiriendo la configuración electrónica de ${}_{18}\text{Ar}$ y ${}_{10}\text{Ne}$, respectivamente.

3. En óxido de aluminio : Al_2O_3



La estructura o fórmula de Lewis la obtenemos así:

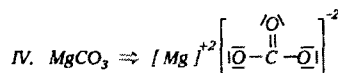
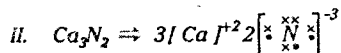
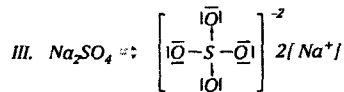
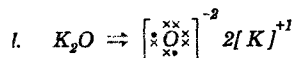



Observación:

La carga total de los iones en cada unidad fórmula es igual a cero; es decir, la unidad fórmula es eléctricamente neutra.

Ejemplos aplicativos

Demuestre usted las siguientes estructuras Lewis de los siguientes compuestos iónicos.


Observación:

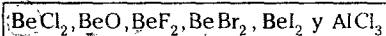
Para el caso II y III, le recomiendo primero que estudie enlace covalente, pues en dichos compuestos hay enlace iónico y enlaces covalentes (en el grupo aniónico).

Característica del enlace iónico

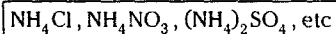
Se debe advertir de que las características que describimos a continuación son generales, por lo tanto hay excepciones en cada caso.

1. El enlace iónico se efectúa entre un elemento metálico y no metálico, generalmente.

Se presentan los casos mas importantes de excepción:



No poseen enlaces iónicos, son covalentes, a pesar de que están formados por átomos metálicos y no metálicos.

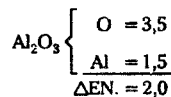
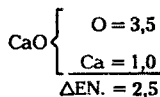
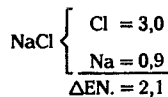


Son compuestos iónicos, poseen enlaces iónicos a pesar de que están formados sólo por átomos no metálicos.

2. En compuestos binarios, si la diferencia de electronegatividades (ΔEN) es mayor o igual a 1,7 el enlace es iónico, así:

$$\Delta EN. \geq 1,7 \Rightarrow \text{El enlace es iónico}$$

Para los ejemplos ilustrados anteriormente tenemos:



Se debe advertir, que la regla anterior tiene excepciones como cualquier otra regla práctica. Por ejemplo en LiH, $\Delta\text{EN.} = 1,1 < 1,7$; sin embargo, es compuesto iónico.

A mayor diferencia de electronegatividades es mayor el carácter iónico (C.I.), por lo tanto, podemos señalar las siguientes desigualdades:

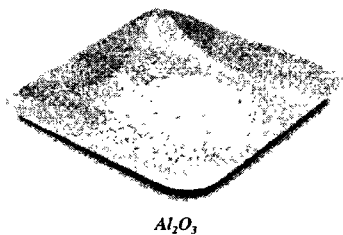
$$\Delta\text{EN: CaO} > \text{NaCl} > \text{Al}_2\text{O}_3$$

$$\text{C.I.: CaO} > \text{NaCl} > \text{Al}_2\text{O}_3$$

PROPIEDADES GENERALES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

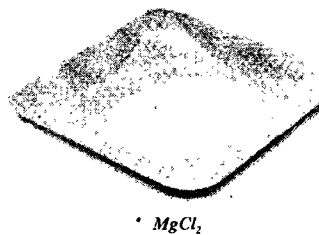
Antes de señalar las propiedades de los compuestos iónicos, veamos algunos compuestos comunes:

Figura 7.2 Óxido de aluminio (Al_2O_3), es un sólido cristalino de color blanco, que se funde a 2045°C , es el material más duro después del diamante. Sus usos incluyen la producción de aluminio metálico, abrasivos, cerámica, papel, piedras preciosas o gemas artificiales (rubí, esmeralda, zafiros, etc)



Al_2O_3

Figura 7.3 Cloruro de magnesio (MgCl_2), es un sólido cristalino blanco. Se usa para hacer incombustible la madera, en cerámica, como lubricante de hilos y en la fabricación de papel.



MgCl_2

Figura 7.4 Tres muestras de compuestos iónicos.

- I: Sulfato de cobre pentahidratada ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), es sólido cristalino de color azul.
- II: Sulfato de cobre anhidro (CuSO_4), es de color blanco.
- III. Cromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), son cristales iónicos de color anaranjado brillante.



1. A temperatura ambiental son sólidos de alta dureza (alta resistencia a ser rayado por otro), malos conductores eléctricos, solubles en solventes polares como el H_2O .
2. Son frágiles y quebradizos (se rompen fácilmente por acción de fuerzas externas).

Figura 7.5 Los iones de signos opuestos se atraen



Los iones se ordenan de tal modo que predominen fuerzas eléctricas de atracción

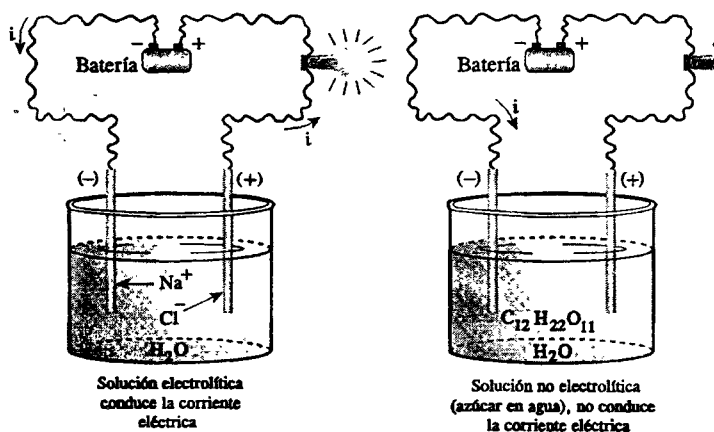
Figura 7.6 Los iones de signos opuestos se repelen



Por acción de una fuerza externa los iones sufren desplazamiento, por esta razón los iones de igual signo se repelen, es de este modo que surgen fuerzas internas de repulsión y el sólido iónico se rompe.

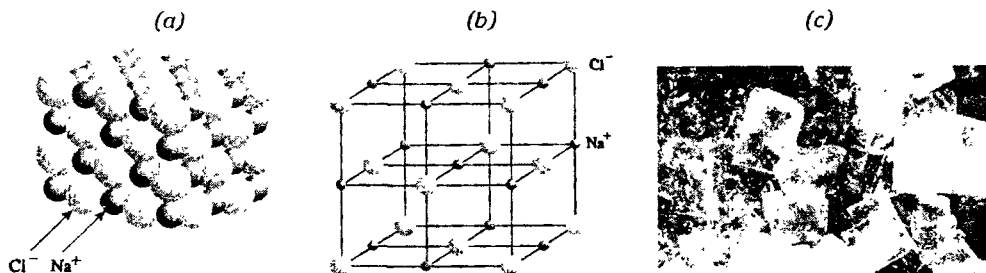
3. Fundidos (en estado líquido) o disueltos en agua (solución acuosa) son buenos conductores eléctricos, porque en dichas condiciones los iones se encuentran con mayor libertad y por lo tanto con mayor movilidad, quienes conducen la corriente eléctrica.
Las sustancias que se ionizan al disolverse en agua y conducen la corriente eléctrica, se llaman **electrolitos**

Figura 7.7 Soluciones electrolíticas y no electrolíticas.



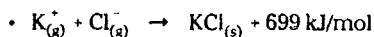
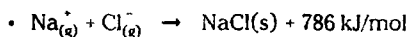
4. Son sólidos cristalinos, porque los iones se distribuyen regularmente en el espacio tridimensional, formando celdas unitarias que son figuras geométricas regulares.

Figura 7.8 *Cristal iónico de NaCl. (a) Disposición de los iones en un cristal de cloruro de sodio. (b) Modelo de esferas y varillas de un cristal de cloruro de sodio, donde se observa que cada ion Na^+ se encuentra rodeado de 6 iones Cl^- (cloruro) y cada ion Cl^- se encuentra rodeado de 6 iones Na^+ ; también se aprecia que la fuerza electrostática entre catión y anión tiene diferentes direcciones; es decir, son polidireccionales. (c). El cloruro de sodio es un sólido cristalino de forma cúbica que tiene un punto de fusión de 801°C .*



Energía reticular (U). Es la energía necesaria para separar los iones del sólido cristalino y obtener así los iones respectivos en fase gaseosa; es exactamente igual a la energía liberada cuando un catión y un anión en fase gaseosa se unen para formar una unidad fórmula del sólido iónico.

Ejemplos:



La energía reticular mide la intensidad de la fuerza electrostática que mantiene unido al catión y anión; por lo tanto, la temperatura de fusión del sólido iónico es directamente proporcional a la energía reticular.

A manera de comentario comparemos dos compuestos iónicos:

Como la energía reticular de fluoruro de litio (LiF) (1 012 kJ/mol), es mayor que la de NaCl (786 kJ/mol), implica que LiF tiene mayor temperatura la fusión que NaCl.

Según datos experimentales se tiene: $T_f(\text{LiF}) = 845^\circ\text{C}$ y $T_f(\text{NaCl}) = 801^\circ\text{C}$, lo cual confirma la teoría que señalamos.

Tabla 7.1 Relación entre diferencia de electronegatividad ($\Delta E.N.$), energía reticular (U) y $T_{fusión}$ de algunos compuestos iónicos binarios.

Compuesto	$\Delta E.N.$	Energía reticular (kJ/mol)	T. Fusión (°C)
NaCl	2,1	786	801
NaBr	1,9	736	750
NaI	1,6	686	662
KCl	2,2	699	772
KBr	2,0	689	735
KI	1,7	632	680

Si el catión es el mismo y los aniones pertenecen a un mismo grupo, podemos concluir:

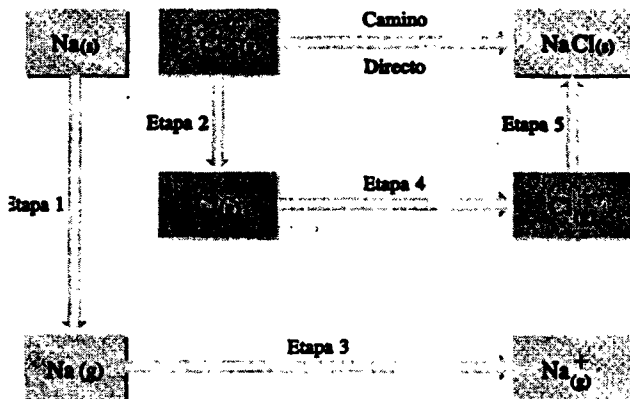


Energía reticular a partir del ciclo de Born - Haber

La determinación experimental de la energía reticular de un sólido iónico es difícil, sin embargo, es posible determinarla indirectamente haciendo uso del "ciclo" termoquímico llamado de Born - Haber.

Para obtener la energía reticular de NaCl, se considera que ésta se forma a partir de $Na_{(s)}$ y $Cl_{2(g)}$, por medio de dos caminos diferentes como se muestra en la figura 7.9.

Figura 7.9 Ciclo de Born-Haber para NaCl. La formación de $NaCl_{(s)}$ a partir de los elementos se logra por dos caminos diferentes. El camino directo es la reacción de formación ($Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow NaCl_{(s)}$), y el cambio de entalpía es ΔH_f° , cuyo valor experimental evaluado por método termoquímico es -411 kJ/mol. El segundo camino consta de cinco etapas tal como se indica.

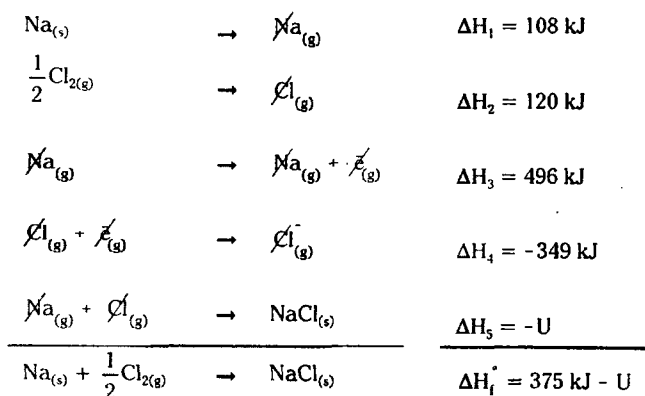


En el camino directo, el $\text{NaCl}_{(s)}$ se forma directamente a partir de los elementos, con un cambio de entalpía (ΔH_f) que es igual a -411 kJ/mol (calor liberado en la formación de NaCl , que se evalúa experimentalmente).

El segundo camino consiste en cinco etapas:

1. Sublimación de sodio. El sodio metálico se sublima para formar vapor de sodio ($\text{Na}_{(g)}$), para lograr esto se requiere 108 kJ/mol (medido experimentalmente)
2. Disociación del cloro. Las moléculas de cloro son disociadas en átomos con una energía de 240 kJ/mol (energía de enlace $\text{Cl}-\text{Cl}$)
3. Ionización del sodio. Los átomos de sodio son ionizados a iones Na^+ con una energía de 496 kJ/mol (energía de ionización de Na)
4. Formación de ion cloruro. Los electrones de la ionización de los átomos de sodio son transferidos a los átomos de cloro, liberándose 349 kJ/mol (afinidad electrónica de Cl)
5. Formación de $\text{NaCl}_{(s)}$, a partir de los iones Na^+ y Cl^- formados en la etapa 3 y 4. Estos iones se combinan para dar $\text{NaCl}_{(s)}$ debido a que este proceso es justamente el opuesto al de energía reticular (ruptura del sólido en iones), el cambio de entalpía es el valor negativo de la energía reticular. Si consideramos que U es la energía reticular, el cambio de entalpía para la etapa 5 es $-U$.

Escribamos estas cinco etapas, y sumémoslas; también sumemos los cambios de entalpía correspondiente, según la ley de Hess ("la energía involucrada en un proceso de varias etapas, es igual a la suma de las energías involucradas en cada etapa")



Pero la entalpía de formación de NaCl (ΔH_f°) es conocida: -411 kJ

Luego, igualando se tiene: $375 \text{ kJ} - U = -411 \text{ kJ}$

Al resolver para U tenemos la energía reticular del NaCl : $U = (375 + 411) \text{ kJ} = 786 \text{ kJ}$

Aplicaciones importantes de compuestos iónicos en sistemas biológicos

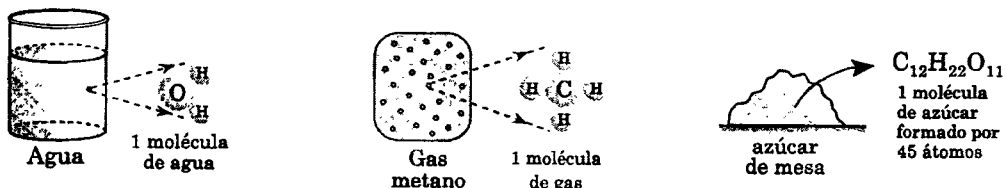
Los compuestos iónicos proporcionan al organismo vivo los minerales (cationes metálicos) que cumplen funciones vitales, como por ejemplo: los iones Na^+ y K^+ (provenientes de NaCl y KI) se encargan de mantener la presión osmótica correcta en ambos lados de la pared celular y de sostener el impulso nervioso; el ion Ca^{+2} (proveniente de CaCO_3 y $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), es el componente principal de los huesos y los dientes, controla el ritmo cardíaco y permite la coagulación de la sangre; el Mg^{+2} participa en el funcionamiento de los músculos y los nervios, y es vital en la fotosíntesis; el ion Fe^{+2} es constituyente de la hemoglobina (constituyentes de los glóbulos rojos de la sangre); los iones Co^{+2} y Co^{+3} se encuentran en la vitamina B_{12} ; los cationes Mn^{+2} , Cu^+ y Zn^{+2} son constituyentes cruciales de varias enzimas.

Además de los citados anteriormente, ciertos compuestos iónicos se emplean en la medicina (quimioterapia), como por ejemplo:

Compuesto	Aplicación
Li_2CO_3	Antidepresivo
KI	Fuente de yodo para el buen funcionamiento de la glándula tiroides
NaHCO_3	Es antiácido, para neutralizar la acidez estomacal
KNO_3	Diurético
CaSO_4	Para enyesar
FeSO_4	Medio radioopaco para los rayos X
SnF_2	Proporciona el ion F^- para el fortalecimiento de los dientes

ENLACE COVALENTE

Figura 7.10 Ejemplos de compuestos covalentes:



¿Qué observamos?

- Los compuestos covalentes pueden ser líquidos, gaseosos o sólidos a temperatura ambiental.
- Poseen moléculas, partículas discretas con una cantidad determinada y fija de átomos no metálicos, como H₂O (molécula triatómica), CH₄ (molécula pentatómica) y C₁₂H₂₂O₁₁ (molécula de 45 átomos).

¿Cómo se unen los átomos no metálicos para formar las moléculas?

Mediante enlace covalente.

¿Qué es enlace covalente?

Concepto. Es la fuerza electromagnética, de mayor componente eléctrica, que surge cuando los electrones compartidos son atraídos por los núcleos de los átomos enlazados. Esta fuerza es más intensa y la energía potencial de los núcleos es mínima a una cierta distancia internuclear llamada longitud de enlace.

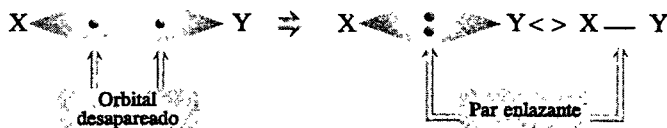
TIPOS DE ENLACE COVALENTE

La clasificación se hace en base a ciertos criterios:

I. Según el número de electrones aportados para formar el par electrónico enlazante.

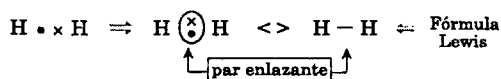
1.1 Covalente normal. En este tipo de enlace, cada átomo aporta un electrón para formar el par electrónico enlazante, por lo tanto se efectúa en orbitales desapareados.

Esquema general:

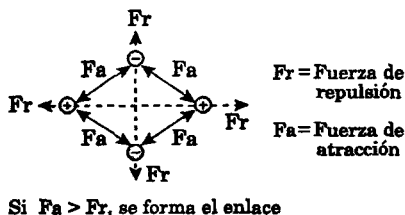
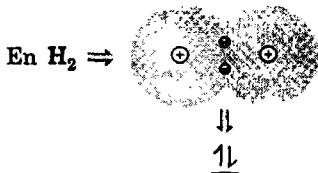
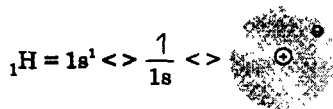


Ejemplos:

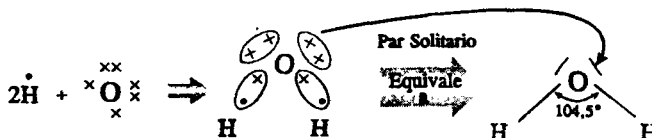
1. En la molécula de hidrógeno (H₂)



Detallemos un poco más este enlace:

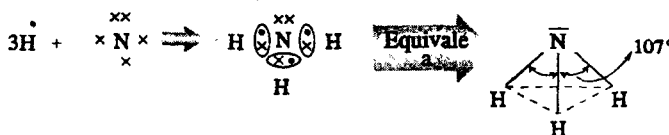


2. En la molécula de agua (H_2O)



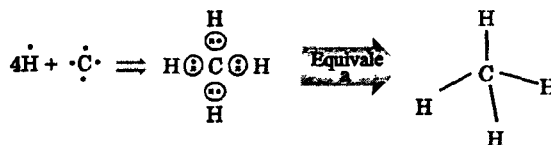
La molécula de agua tiene dos enlaces covalentes normales, dos pares solitarios (pares no enlazantes), el ángulo de enlace es $104,5^\circ$ y el átomo de oxígeno cumple la regla del octeto al igual que el hidrógeno (adquiere la estructura de ${}_2\text{He}$).

3. En la molécula de amoníaco (NH_3)



La molécula de amoníaco posee tres enlaces covalentes normales, un par solitario (par no enlazante), un ángulo de enlace de 107° y el átomo de nitrógeno cumple con la regla del octeto.

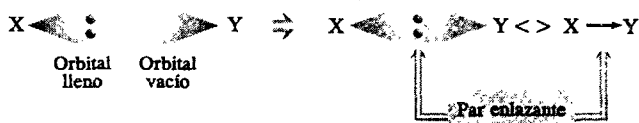
4. En la molécula de metano (CH_4)



En la molécula de metano hay cuatro enlaces covalentes normales y ningún par solitario.

- 1.2 **Covalente coordinado o dativo:** Consiste en que el “par electrónico enlazante” es aportado por un solo átomo.

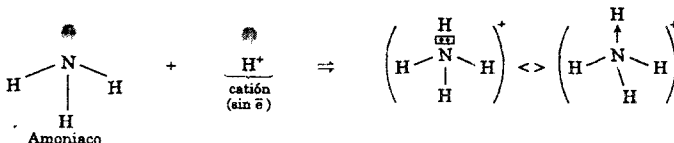
Esquema general:



Observe de que el enlace dativo se simboliza por una flecha (\rightarrow)

Ejemplos:

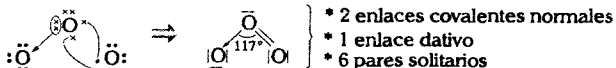
1. En ion amonio (NH_4^+)



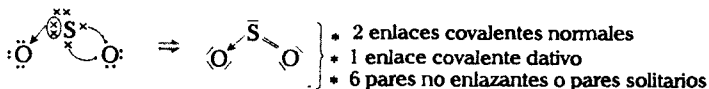
El ion amonio tiene tres enlaces covalentes normales, un enlace dativo y los átomos cumplen la regla del octeto.

Es importante señalar que una vez formado el enlace, tanto el covalente normal como el covalente dativo son idénticos en cuanto a energía de enlace y longitud de enlace.

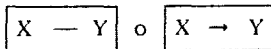
2. En la molécula de ozono (O_3)



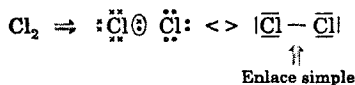
3. En el SO_2 (dióxido de azufre)



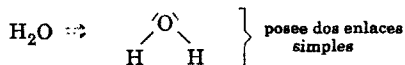
II. Según el número de pares electrónicos enlazantes
2.1 Covalente simple. Consiste en un par electrónico enlazante entre dos átomos.

Esquema general:

Ejemplos:

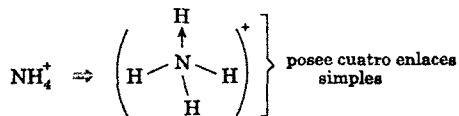
1.



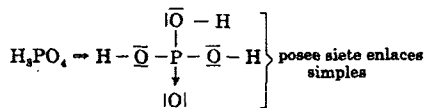
3.



2.



4.


2.2 Enlace múltiple. Consiste en dos o más pares electrónicos enlazantes entre dos átomos.

Esquema general:

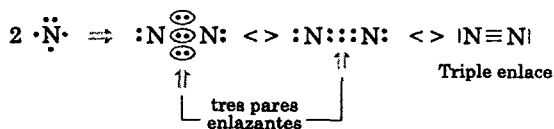

- Dos pares enlazantes
- Enlace doble
- Enlace de segundo orden



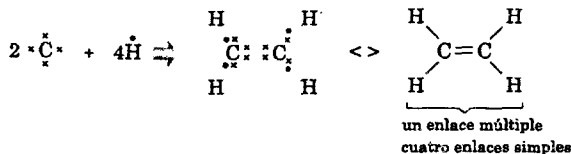
- Tres pares enlazantes
- Enlace triple
- Enlace de tercer orden

Ejemplos

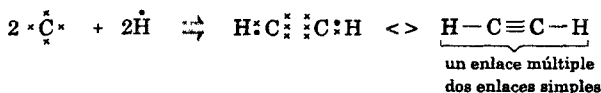
 1. En la molécula de oxígeno (O_2)

 2. En la molécula de nitrógeno (N_2)


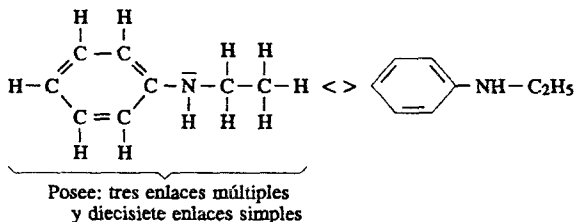
3. En la molécula de etileno (C₂H₄)



4. En la molécula de acetileno (C₂H₂)



5. En la molécula de fenil etil amina (FEA), que es la sustancia responsable de los “flechazos” amorosos.



Observación:

En los ejemplos (3), (4) y (5), que son compuestos orgánicos, el carbono siempre actúa con valencia igual a cuatro (tetravalente) porque comparte sus cuatro electrones de valencia.
En todos los ejemplos indicados anteriormente se cumple la regla del octeto.

PASOS PARA ESCRIBIR ESTRUCTURAS LEWIS

Se puede seguir dos reglas prácticas, aplicar una o la otra depende de la decisión del estudiante, él debe elegir cuál le parece mas fácil.

Regla I. La ilustraremos con algunos ejemplos.

Indicar las fórmulas Lewis y el número de enlaces covalentes normales, dativos, simples y múltiples en las siguientes especies químicas:

- | | |
|---|--|
| I. HNO ₃ (ácido nítrico) | V. Br ₂ O ₅ (pentaóxido de dibromo) |
| II. H ₂ CO ₃ (ácido carbónico) | VI. H ₂ Se ₂ O ₇ (ácido piroselénico) |
| III. H ₂ SO ₄ (ácido sulfúrico) | VII. CO ₃ ⁼ (ion carbonato) |
| IV. HClO ₄ (ácido perclórico) | VIII. CN ⁻ (ion cianuro) |

Regla II. Se realiza en cuatro pasos:

1. Escribe primero el símbolo del átomo central de la estructura (si participan tres o más átomos) y dispón los otros átomos en torno al átomo central. Entre los átomos centrales más comunes están los no metales (C, N, P, S y en ocasiones O, en H_2O , N_2O , $HOCl$ y O_3).
2. Establece el número total de electrones de valencia, sumando el número de electrones de valencia correspondientes a cada átomo de la molécula o ion.
 - a. Para un ion negativo, suma a este total un número de electrones igual a la carga negativa del ion.
 - b. Para un ion positivo, resta de este total un número de electrones igual a la carga positiva del ion.
3. Utiliza un enlace sencillo (un par de electrones) para conectar cada átomo al átomo central. Dispón los electrones restantes en torno a todos los átomos de modo que haya un octeto completo alrededor de cada átomo, excepto el hidrógeno, que nunca tiene más de dos electrones. (En las estructuras grandes que contienen hidrógeno, como H_2SO_4 o HSO_4^- , el hidrógeno se une al oxígeno, que a su vez se enlaza al átomo central).
4. Si el número total de electrones disponible es inferior al número que se requiere para completar un octeto, desplaza pares electrónicos no enlazantes (externos) en la estructura para crear uno o más enlaces dobles o triples. (Un doble enlace está presente en la estructura cuando hacen falta dos electrones; la falta de cuatro electrones indica dos enlaces dobles o un enlace triple).

Ejemplo 1

Escribir la estructura o fórmula Lewis del CO_2

Paso 1: Dispón los átomos de oxígeno en ambos lados del átomo central (C)



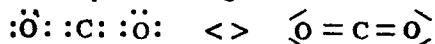
Paso 2: Establezca el número total de electrones de valencia para estos átomos

$$\begin{aligned} \text{un átomo de C} &= 4 \text{ e} \\ \text{dos átomos de O} &= 2 \times 6 = 12 \text{ e} \\ \text{Total de electrones} &= 16 \text{ e} \end{aligned}$$

Paso 3: Conecte los átomos de oxígeno con el carbono mediante enlaces sencillos y use los electrones restantes para completar octetos de electrones en torno a los átomos.



Paso 4: Se han utilizado los 16 electrones de valencia y cada oxígeno tiene un octeto, pero el átomo de carbono tiene sólo cuatro electrones de valencia y requiere cuatro más para completar un octeto. Mediante el desplazamiento de un par de electrones no enlazantes de cada oxígeno hacia cada enlace C - O, se puede crear enlaces dobles entre el carbono y el oxígeno, con lo que se produce un octeto de electrones para el carbono y también para cada oxígeno.



Ejemplo 2

Representar la estructura Lewis del ion nitrato, NO_3^-

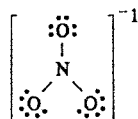
Paso 1: Dispón los tres átomos de oxígeno en torno al nitrógeno, que es el átomo central



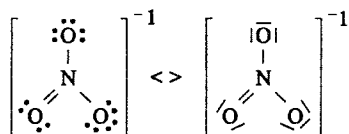
Paso 2: Establece el número total de electrones de valencia para estos átomos

$$\begin{array}{l} \text{un átomo de nitrógeno} = 5 \text{ e}^- \\ \text{tres átomos de oxígeno} = 3 \times 6 = 18 \text{ e}^- \\ \text{carga } -1 = 1 \text{ e}^- \text{ adicional} \\ \hline \text{Total de electrones} = 24 \text{ e}^- \end{array}$$

Paso 3: Conecta los átomos de oxígeno con el átomo de nitrógeno mediante enlaces sencillos, y usa los electrones restantes para completar octetos de electrones en torno a los átomos. Encierra el ion entre corchetes e indica la carga -1 del ion.



Paso 4: Como al átomo de nitrógeno parecen faltarle dos electrones, desplaza un par de electrones no enlazantes de un átomo de oxígeno para crear un doble enlace $\text{N}=\text{O}$. Los electrones de los enlaces entre los átomos se comparten y pueden ser usados por cada uno de los átomos enlazados. De esta forma, al compartir los electrones, cada átomo puede hacer uso de un octeto de ocho electrones.



Ejemplo 3

Representar la estructura Lewis de tetracloruro de carbono (CCl_4), que es un buen disolvente orgánico.

Resolución:

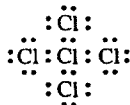
Paso 1:



Paso 2:

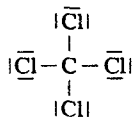
$$\begin{aligned}
 \text{un átomo de C} &= 4 \bar{e} \\
 \text{cuatro átomos de Cl} &= 4 \times 7 = 28 \bar{e} \\
 \text{Total} &= 32 \bar{e}
 \end{aligned}$$

Paso 3:



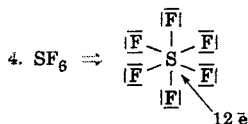
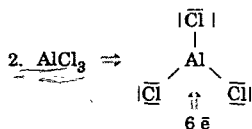
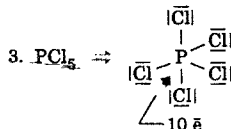
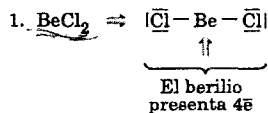
Paso 4:

Todos los átomos poseen octeto completo, por lo tanto es la estructura Lewis pedida, que equivale a:



EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

Como señalamos oportunamente, la regla del octeto tiene muchas e importantes excepciones, citemos sólo algunas de ellas

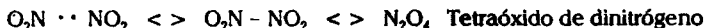

 A los átomos que adquieren más de $8e^-$, se dice que tienen "octeto expandido".

Las moléculas impares o paramagnéticas, tampoco cumplen la regla del octeto, pues tienen orbitales desapareados (razón por la cual son afectados por un campo magnético externo, al igual que los elementos paramagnéticos). Citemos los más importantes.

1. $\text{NO} \Rightarrow \cdot\dot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}$
Monóxido de nitrógeno
2. $\text{NO}_2 \Rightarrow \ddot{\text{O}}=\dot{\text{N}}\rightarrow\ddot{\text{O}}\cdot$
Dióxido de nitrógeno
3. $\text{ClO}_2 \Rightarrow \cdot\ddot{\text{O}}-\dot{\text{Cl}}-\ddot{\text{O}}\cdot$
Dióxido de cloro

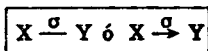
Generalmente, las moléculas impares adquieren mayor estabilidad formando dímeros (unidad molecular, que resulta de la condensación de 2 moléculas).

Ejemplo:

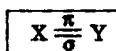


III. Según el tipo de orbital molecular enlazante

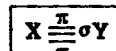
Son de dos tipos: Enlace sigma (σ) y enlace pi (π). Con detalle lo estudiaremos con orbitales híbridos, por ahora sólo se quiere que Ud. reconozca estos tipos de enlace mediante la siguiente regla práctica:



El enlace simple es sigma

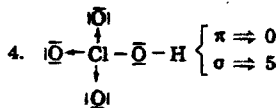
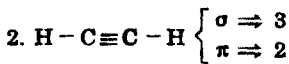
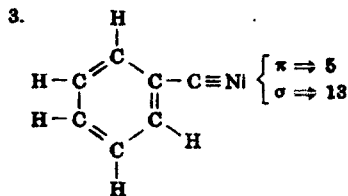
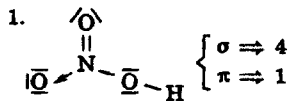


En doble enlace hay un σ y 1 π



En triple enlace hay un σ y dos π

Ilustraciones:



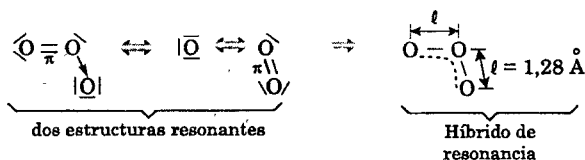
FENÓMENO DE RESONANCIA

En ciertas moléculas y especies iónicas, se comprueba experimentalmente que la energía de enlace y longitud de enlace (distancia internuclear) son iguales para todos los enlaces. ¿Cómo explicar este hecho?. Lo explicaremos con el fenómeno de resonancia.

Consiste en la deslocalización de electrones pi (π), es decir, los electrones pi no tienen una posición fija en la molécula, pues pertenece a más de dos núcleos enlazados originando una fuerza adicional al enlace simple localizado.

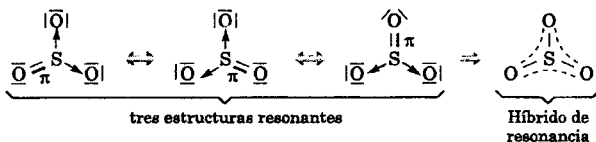
Veamos con algunos ejemplos:

- En el ozono (O_3), según las estructuras Lewis tendríamos **un doble enlace** (más corto y de mayor energía) y **un enlace simple** (más largo y de menor energía), sin embargo, el enlace O - O es idéntica. Para explicar este hecho experimental, afirmamos que dicho enlace no es simple ni es doble, sino de carácter intermedio, debido a que un par de electrones deslocalizados se mueve libremente en toda la molécula reforzando el enlace simple O - O. Se origina así el **híbrido de resonancia**

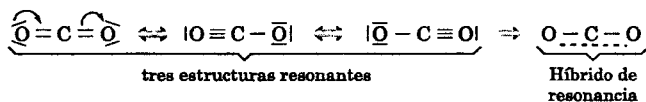


El híbrido de resonancia es una aproximación a la estructura real, que resulta de la combinación de las estructuras resonantes. La línea punteada (---) representa la zona donde se encuentra deslocalizado los electrones tipo pi (π) y la flecha de dos cabezas (\rightleftharpoons) se emplea para representar dos o más estructuras resonantes.

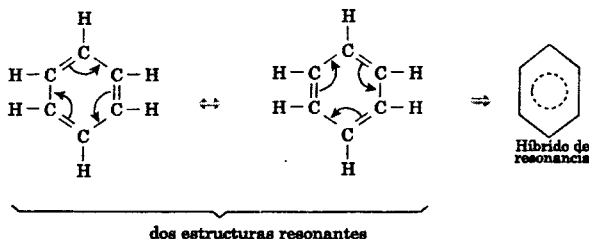
- En SO_3 (trióxido de azufre)



- En CO_2 (dióxido de carbono)



- En C_6H_6 (benceno)



El término resonancia no implica que las moléculas alternen rápidamente de una estructura Lewis a otra. Lo que significa es que, siguiendo el sistema de Lewis, no es posible construir una estructura que por sí sola baste para representar adecuadamente una molécula, debido a que algunas de las parejas enlazantes de electrones no están localizadas y contribuyen a fortalecer el enlace de más de un par de átomos dentro de la molécula.

La resonancia es simplemente un artificio cuántico que sirve para describir este hecho; no significa que una estructura Lewis pueda existir independientemente de las otras. Las estructuras resonantes tomadas simultáneamente en conjunto, dan una representación adecuada a la estructura electrónica de la molécula. Este concepto es el fundamento del método del enlace valencia en mecánica cuántica, introducido por Pauling.

Según Pauling: *"La estructura real del estado normal de un sistema molecular es aquélla que considerando todas las estructuras posibles, confiere al sistema la máxima estabilidad"*.

Regla práctica. Si usted para una molécula o ion encuentra dos o más fórmulas Lewis con posiciones diferentes para los electrones π , pero con la misma posición de los átomos, es decir, sólo difieren en la posición de los electrones, entonces la molécula o ion presenta fenómeno de resonancia.

Ejercicio propuesto

Señale Ud. las estructuras resonantes y el híbrido de resonancia en las siguientes especies.

- I. SO_2 (dióxido de azufre)
- II. CO_3^{2-} (ion carbonato)
- III. NO_3^- (ion nitrato)
- IV. NO_2^- (ion nítrito)
- V. N_2O_4 (tetróxido de dinitrógeno)
- VI. HNO_3 (ácido nítrico)

PARÁMETROS DE LA ESTRUCTURA MOLECULAR

Son los caracteres fundamentales que determinan las propiedades y en consecuencia, las características de las diferentes estructuras que pueden tomar las moléculas.

1. ENERGÍA DE ENLACE

Es la energía liberada al formarse un enlace o energía requerida para romper (energía de disociación) un enlace. Para el caso más simple de moléculas diatómicas tenemos:

Tabla 7.2 Relación de radio covalente y energía de enlace en halógenos.

Molécula Homoatómica	Radio covalente (pm)	Energía de enlace	Variación con el radio covalente
F - F	64	154,6 kJ/mol	↓ - Aumenta radio covalente - Disminuye energía de enlace
Cl - Cl	99	242,0 kJ/mol	
Br - Br	114	192,7 kJ/mol	
I - I	133	150,9 kJ/mol	

Recordemos que el radio covalente es la mitad de la distancia entre dos núcleos unidos mediante enlace covalente simple, que depende del tamaño de los átomos enlazados.

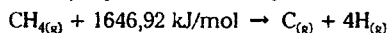
Tabla 7.3 Relación entre energía de enlace y diferencia de electronegatividades

Molécula Heteroatómica	Diferencia de Electronegatividad	Energía de Enlace	Variación con Electronegatividad
H - F	1,9	564,3 kJ/mol	↓ - Disminuye diferencia de electronegatividad ↓ - Disminuye energía de enlace
H - Cl	0,9	430,5 kJ/mol	
H - Br	0,7	365,3 kJ/mol	
H - I	0,4	298,4 kJ/mol	

En caso de moléculas poliatómicas se determina energía de enlace promedio.

Ejemplo

La energía de enlace C - H en CH_4 se puede calcular a partir de la energía de disociación siguiente:



Como existe 4 enlaces C - H, entonces la energía de enlace promedio será igual a la energía total entre cuatro: $1646,92/4 = 411,73 \text{ kJ/mol}$

Aplicación:

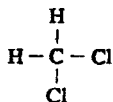
Hallar la energía total de enlace en la molécula de CH_2Cl_2 (dicloro metano)

Datos:

Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)
C - H	412
C - Cl	327

Resolución:

Planteamos la estructura Lewis de la molécula para observar todos los enlaces:



Se observa que hay dos enlaces C - Cl y dos enlaces C - H, por lo tanto la energía total lo calculamos de la siguiente manera:

$$\begin{aligned}
 2 (\text{C} - \text{Cl}): 2 \times 327 &= 654 \text{ kJ/mol} \\
 2 (\text{C} - \text{H}): 2 \times 412 &= 824 \text{ kJ/mol} \\
 \text{Total} &= 1478 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

A continuación indicamos energía de enlace para enlaces múltiples en kJ/mol

Tabla 7.4 Energía de enlace de algunos enlaces múltiples

Enlace	Energía de enlace	Enlace	Energía de enlace	Enlace	Energía de enlace
C = C	602	C = N	615	C = O	745 (799 en CO ₂)
C ≡ C	835	C ≡ N	887	C ≡ O	1 072
N = N	418	N = O	607	S = O (en SO ₂)	532
N ≡ N	942	O = O	494	S = O (en SO ₃)	469

2. LONGITUD DE ENLACE (l):

Es la distancia promedio entre los núcleos de dos átomos enlazados. Decimos promedio, porque los átomos enlazados tienen diferentes movimientos (vibración, rotación, flexión, etc.), que hacen variar estas distancias. Se miden por difracción de rayos x (para sólidos cristalinos) o por espectroscopia molecular. Cuanto más fuerte es la unión química (mayor energía de enlace) es menor la longitud de enlace.

Tabla 7.5 Relación entre energía de enlace y longitud de enlace

Enlace	Energía de Enlace (kJ/mol)	Longitud de Enlace (pm)
C - C	346,94	154
C = C	610,28	134
C ≡ C	827,64	120

La longitud de enlace varía en forma inversa a la diferencia de electronegatividad (ΔEN .)

Tabla 7.6 Relación entre longitud de enlace y diferencia de electronegatividades

Enlace	Molécula	l(pm)	ΔEN
C - H	CH ₄	109	0,4
N - H	NH ₃	101	0,9
O - H	H ₂ O	96	1,4
F - H	HF	92	1,9

3. ÁNGULO DE ENLACE

Si un átomo está unido a otros dos átomos, el ángulo entre los ejes de enlace se llama ángulo de enlace. También consideremos los ángulos de enlace promedio, ya que varía con el movimiento de los átomos enlazados.

Este ángulo depende de la intensidad con que se repelen o rechazan los pares electrónicos enlazantes entre sí y/o los pares solitarios.

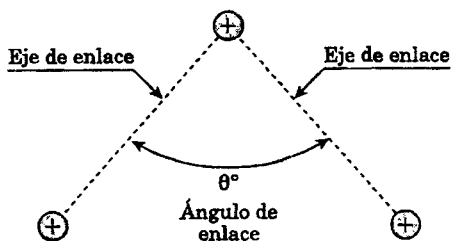


Tabla 7.7 Variación de ángulo de enlace en hidruros del grupo VA y VIA

Molécula	θ°	Molécula	θ°
	107°		104,5°
PH ₃	93,3°	H ₂ S	92,2°
AsH ₃	91,8°	H ₂ Se	91,2°
SbH ₃	91,3°	H ₂ Te	89,5°



Observación:

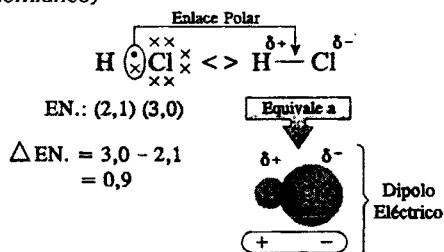
En un grupo, conforme la Δ EN disminuye, la fuerza de repulsión de pares enlazantes disminuye; por lo tanto, el ángulo de enlace disminuye.

POLARIDAD Y APOLARIDAD DE ENLACE

1. Enlace covalente polar

Es aquel enlace que surge entre los átomos de elementos diferentes, donde la compartición del par electrónico enlazante no es equitativa (es desigual), esto es debido a que uno de los átomos es más electronegativo que el otro. Este desbalance en la compartición de los electrones de enlace origina una polaridad eléctrica en los átomos; así, el átomo más electronegativo atrae con mayor fuerza los electrones compartidos, por lo que posee mayor densidad electrónica, presentando una carga parcial negativa ($-\delta$) y el átomo menos electronegativo presenta una carga parcial positiva ($+\delta$)

Ejemplo 1: En HCl (ácido clorhídrico)



Donde:

$\delta \Rightarrow$ símbolo de la carga parcial

Ejemplo 2

En HI (ácido yodhídrico)

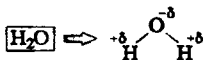


EN. = (2,1) (2,8)

$$\Delta EN. = 2,8 - 2,1 = 0,7$$

Ejemplo 3

En H₂O



En el enlace:



EN. = (2,1) (3,5)

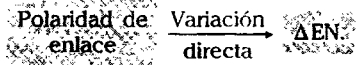
$$\Delta EN. = 1,4$$

Cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad, el enlace se polariza más (es más polar), por lo tanto los enlaces anteriores podemos comparar:

$\Delta EN.: 1,4 > 0,9 > 0,7$

Polaridad: O - H > H - Cl > H - I

Como **regla general** podemos plantear lo siguiente:

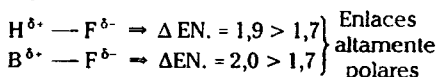


Regla Práctica

Si

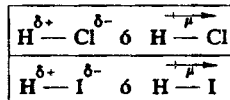
$$0 < \Delta EN. < 1,7 \Rightarrow \text{El enlace covalente es polar.}$$

Excepciones:



Momento Dipolar de Enlace (μ): Es aquel parámetro que mide el grado de polaridad de un enlace. El sentido del vector indica el desplazamiento de la densidad electrónica del átomo de menor a mayor electronegatividad.

Así tenemos:



La magnitud del momento dipolar (μ) se define como: $\mu = \text{carga} \times \text{longitud de enlace}$

$$\mu = \delta \times \ell$$

En el hipotético caso de que la polarización sea extrema (como si fuera con transferencia de electrones), el μ (teórico) se calcula así:

$$\left. \begin{matrix} \mu = q \times \ell \\ q = \text{carga del electrón} \\ \ell = \text{longitud de enlace} \end{matrix} \right\}$$

En el sistema C.G.S. la carga del electrón es: $q = 4,8 \times 10^{10}$ u.e.c. (Unidad electrostática de carga)

$\ell \Rightarrow$ se mide en centímetros.

Ejemplo

Calcular el momento dipolar teórico en el enlace H - I, si la longitud de enlace es igual a 1,61 Å.

Dato:

$q = \text{carga } (e^-) = 4,8 \times 10^{10} \text{ u.e.c}$

$1 \text{ Å} = 10^{-8} \text{ cm}$

Resolución:

$\bullet \ell = 1,61 \text{ Å} = 1,61 \times 10^{-8} \text{ cm}$

$$\begin{aligned} \bullet \mu_{\text{teórico}} &= q \times \ell \\ &= 4,8 \times 10^{10} \text{ u.e.c.} \times 1,61 \times 10^{-8} \text{ cm} \\ &= 7,73 \times 10^{-18} \text{ u.e.c.} \times \text{cm} \\ &\qquad\qquad\qquad \text{Debye} \\ &= 7,73 \text{ Debye (D)} \end{aligned}$$

$$\therefore \mu_{\text{teórico}} = 7,73D$$

Normalmente los enlaces covalentes heteroatómicos, poseen cierto grado de carácter iónico (C.I.) y carácter covalente (C.C.); es decir, ciertas propiedades iónicas y propiedades covalentes.

¿Cómo se evalúa el % de carácter iónico (% c.i.)?

El carácter iónico y el carácter covalente se indica normalmente en porcentajes, donde se cumple:

$$\% \text{ C.I.} + \% \text{ C.C.} = 100 \%$$

El porcentaje de carácter iónico se calcula mediante dos métodos:

I. Fórmula de Smith - Hannay

$$\% \text{ C.I.} = 16 \Delta \text{EN.} + 3,5(\Delta \text{EN.})^2$$

II. Comparando porcentualmente el μ_{real} y $\mu_{\text{teórico}}$

$$\% \text{ C.I.} = \frac{\mu_{\text{real}}}{\mu_{\text{teórico}}} \times 100$$

El " μ_{Real} " u observado se evalúa experimentalmente. Si deseamos calcular el % C.I., debe ser dato del problema.

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

Dado los siguientes enlaces, ¿quién es más polar o quién tiene mayor porcentaje de carácter iónico?

Enlace	$\Delta \text{EN.}$
C - H	0,4
N - H	0,9
O - H	1,4

Resolución:

"Cuanto mayor es la $\Delta \text{EN.}$ es más polar el enlace y tendrá mayor % C.I."

$$\Delta \text{EN.} \Rightarrow 1,4 > 0,9 > 0,4$$

Polaridad $\Rightarrow \text{O} - \text{H} > \text{N} - \text{H} > \text{C} - \text{H}$

\therefore El enlace más polar es O - H

Ejemplo 2

Para el enlace H-Cl el momento dipolar experimental o real es 1,08 D y la longitud de enlace es 1,28 Å, ¿cuál es el % C.I.?, ¿cuál es el % C.C.?

Resolución:

Aplicando el método II:

Datos:

$$\mu_{\text{Real}} = 1,08 \text{ D}$$

$$\ell = 1,28 \text{ \AA} = 1,28 \times 10^{-8} \text{ cm}$$

$$\% \text{ C.I.} = \frac{\mu_{\text{real}}}{\mu_{\text{teórico}}} \times 100 = \frac{1,08 \text{ D}}{\mu_{\text{teórico}}} \times 100 \dots \textcircled{\alpha}$$

$$\begin{aligned} \mu_{\text{teórico}} &= q \times \ell \\ &= (4,8 \times 10^{-10} \text{ u.e.c.}) (1,28 \times 10^{-8} \text{ cm}) \\ &= 6,144 \times 10^{-18} \text{ u.e.c.cm} \end{aligned}$$

Debye

$$= 6,144 \text{ D}$$

Reemplazando en (α):

$$\% \text{ C.I.} = \frac{1,08 \text{ D}}{6,144 \text{ D}} \times 100 = 17,57 \%$$

$$\% \text{ C.C.} = 100 - 17,57 = 82,43 \%$$

Método I: aplicando la fórmula de Smith y Hannay

$$\text{H} - \text{Cl} \begin{cases} \text{En (H)} = 2,1 \\ \text{En (Cl)} = 3,0 \end{cases}$$

$$\Delta \text{EN.} = 3,0 - 2,1 = 0,9$$

Luego:

$$\begin{aligned} \% \text{ C.I.} &= 16 \Delta \text{EN.} + 3,5(\Delta \text{EN.})^2 \\ &= 16 \times 0,9 + 3,5(0,9)^2 = 17,23 \% \end{aligned}$$

$$\% \text{ C.C.} = 82,77 \%$$

Se observa que el % C.C. > % C.I. significa que en el enlace H-Cl, las propiedades covalentes son más acentuadas

Tabla 7.8 Momento dipolar de haluros de hidrógeno.

Molécula	$\Delta EN.$	$\mu(D)$
HF	1,9	1,92
HCl	0,9	1,08
HBr	0,7	0,80
HI	0,4	0,42

2. Enlace covalente apolar

Consiste en la compartición equitativa (o igual) de los electrones enlazantes entre dos átomos, por lo que no surgen polos permanentes. Se presenta cuando se unen átomos idénticos o átomos de igual electronegatividad. Ejemplos:

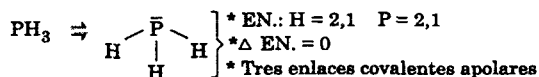
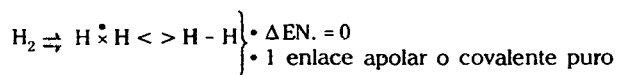


Tabla 7.9 Diferencia de electronegatividad, tipo de enlace y carácter del enlace.

$\Delta EN.$	TIPO DE ENLACE		
Cero	Covalente Apolar	↓ disminuye	↓ aumenta
	Covalente Polar		
	Iónico		
Grande			

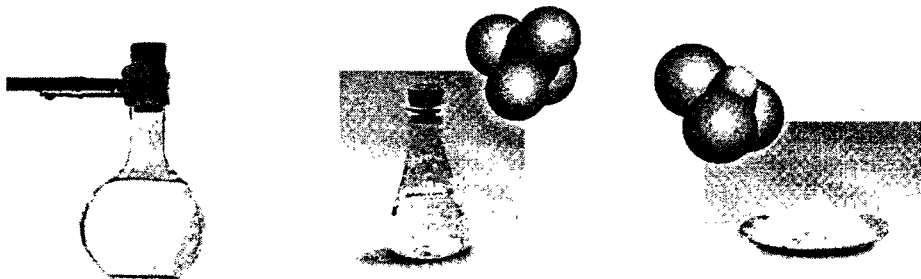
Tabla 7.10 Comparación de las características generales de compuesto iónico y sustancia covalente.

Característica	Compuesto iónico	Sustancia covalente
Partícula unitaria	Iones cationes y aniones	Molécula
Estado físico a temperatura ambiental	Sólido	Sólido, líquido o gas
Punto de fusión	Alto	Bajo
Conductividad eléctrica	Mala (excepto si está fundido o en solución acuosa)	Mala (en cualquier estado e incluso disuelto en agua)

PROPIEDADES GENERALES DE SUSTANCIAS COVALENTES

Antes de mencionar las propiedades generales, veamos ciertas propiedades específicas de tres sustancias covalentes:

Figura 7.11 Tres sustancias covalentes



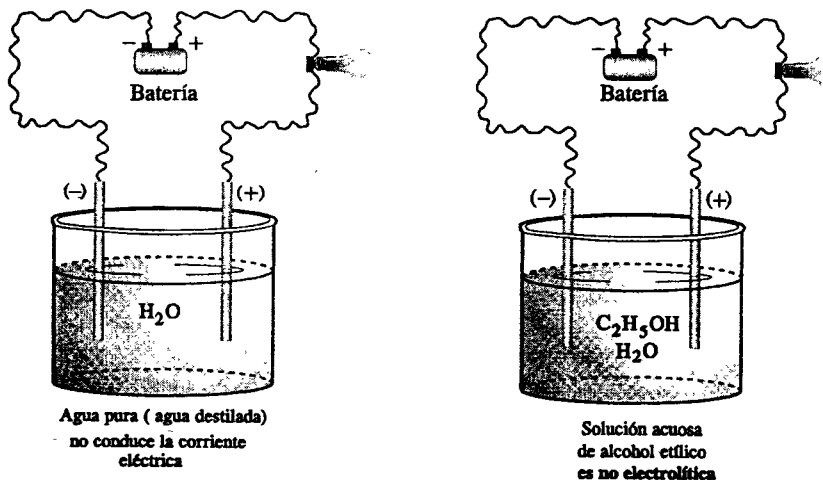
Oxígeno O_2 , gas incoloro e inodoro. Su punto de ebullición es $-182,8^\circ C$. Cumple función vital en los animales y es comburente.

Tetracloruro de carbono CCl_4 , líquido incoloro, hierve a $77^\circ C$, se usa como extinguidor de fuego, limpiador en seco y buen disolvente orgánico.

Yodoformo CHI_3 , es un sólido amarillo limón de bajo punto de fusión ($120^\circ C$). Se usa como desinfectante y cicatrizante de heridas, para reconocer la presencia de acetona en una muestra química, etc.

1. A temperatura ambiente pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos.
Ejemplo: $C_{12}H_{22}O_{11(s)}$, $H_2O_{(l)}$, $CO_{2(g)}$
2. Poseen unidades discretas con una composición atómica definida y constante llamada **molécula**.
3. Son malos conductores eléctricos en cualquier estado físico, incluso disueltos en agua (no son electrolitos)

Figura 7.12 Agua destilada y solución alcohólica son no conductoras



Agua pura (agua destilada)
no conduce la corriente eléctrica

Solución acuosa de alcohol etílico es no electrolítica

4. Son blandos (baja dureza)
5. Poseen punto de fusión bajo y son menos solubles en el agua que los compuestos iónicos típicos.

Debe advertirse que hemos citado propiedades generales; por lo tanto, hay excepciones, así por ejemplo, el HCl, H₂SO₄, HNO₃, etc. son covalentes; pero, disueltos en agua, se ionizan y conducen la corriente eléctrica (son electrolitos); el grafito (C) es covalente, sin embargo es buen conductor eléctrico; el diamante (C) es covalente, sin embargo es el material más duro que se conoce y de alta temperatura de fusión.

Algunas aplicaciones de ciertos compuestos covalentes

Nombre químico	Fórmula	Nombre común	Usos
Ácido acético	CH ₃ COOH	Vinagre	Encurtidos, aderezos para ensaladas, fabricación de otras sustancias químicas, etc.
Ácido clorhídrico	HCl	Ácido muriático	Limpieza de tabiques y metales, presente en el ácido estomacal que cumple función vital, etc.
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	Ácido de acumulador	Manufactura de fertilizantes y otras sustancias químicas, refinación de petróleo, etc.
Dióxido de carbono sólido	CO ₂	Hielo seco	Refrigeración de objetos, extinguidores de incendios (CO ₂ licuado), etc.
Etanol (alcohol etílico)	C ₂ H ₅ OH	Alcohol de grano	Aguardiente, cerveza, vino, combustible, disolvente industrial, manufactura química, etc.
Metanol (alcohol metílico)	CH ₃ OH	Alcohol de madera	Disolvente, combustible, fabricación de plásticos, etc.
Óxido de dinitrógeno (óxido nitroso)	N ₂ O	Gas hilarante	Anestesia, oxidante para combustibles de alta energía, etc.
Amoniaco	NH ₃	Amoniaco	Fertilizantes, fibras, plásticos, explosivos
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	-	Fertilizantes, detergentes, alimento para animales, etc.
Ácido nítrico	HNO ₃	agua fuerte	Fertilizantes, plásticos, explosivos, etc.
Cloro	Cl ₂	-	Potabilización del agua, plásticos, insecticidas, papel, etc.
Etileno	CH ₂ = CH ₂	Etileno	Plásticos de polietileno, anticongelante, fibras textiles, etc.
Nitrógeno	N _{2(g)}	Atmósfera inerte	Conservación de metales activos (IA), refrigeración (-196°C), etc.

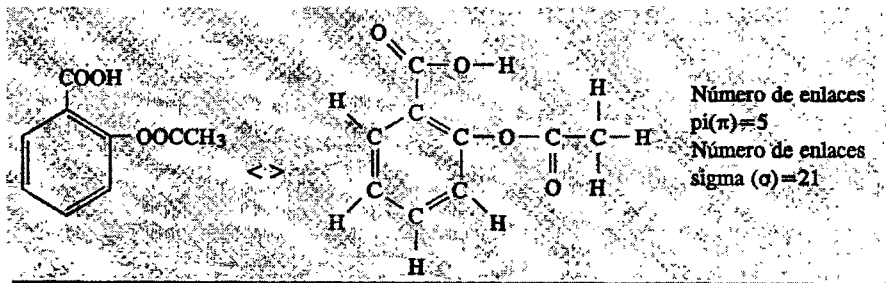
A continuación indicamos ciertos compuestos orgánicos que poseen sabor y olor característico

Nombre	Fórmula	Procedencia
Benzaldehído		Aceite de almendras (se utiliza como saborizante)
Cinamaldehído		Aceite de canela (también saborizante)
Vainillina		Extraído de la vainilla (saborizante)
Muscona		Almizcle de venado (utilizado en perfumería)
Butanodiona	$\text{CH}_3 - \underset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \underset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{CH}_3$	Saborizante de la margarina

A manera de ejercicio determine usted el número de enlaces pi (π) y enlaces sigma (σ) en cada uno de los compuestos señalados en el cuadro anterior.

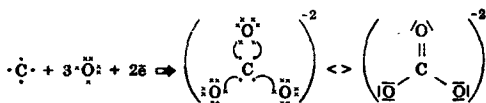
Ejemplo modelo:

En la siguiente estructura molecular de la aspirina, determinar el número de enlaces pi (π) y sigma (σ)

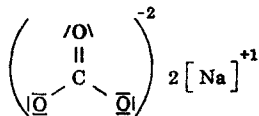


Resolución:

En Na_2CO_3 , hay dos cationes sodio (Na^+) y el anión carbonato (CO_3^{2-}). Veamos cómo sería la estructura Lewis de CO_3^{2-} .



∴ La estructura Lewis de Na_2CO_3 sería:



Rpta: D

Problema 7

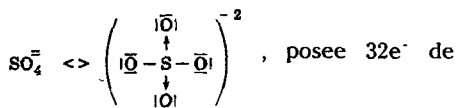
Elija la opción verdadera:

- I. El ion sulfato tiene 30 electrones de valencia.
- II. La molécula de SO_2 presenta resonancia.
- III. La molécula de HCl es polar

Resolución:

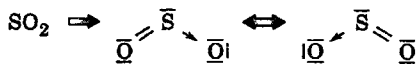
Analizamos cada afirmación:

- I. Es falso



valencia, (suma de electrones del último nivel de todos los átomos que forman el ion sulfato).

- II. Es verdadero



posee dos estructuras resonantes.

- III. Es verdadero

$\text{HCl} \Rightarrow \text{H}^{\delta+} - \text{Cl}^{\delta-}$, es polar debido a la diferencia de electronegatividad de Cl e H.

Rpta: II y III

Problema 8

¿Cuál de las siguientes alternativas es falsa?

- A) En el enlace covalente hay por lo menos un par de electrones compartidos.
- B) En el enlace dativo o covalente coordinado el par de electrones compartidos es proporcionado por un solo átomo.
- C) La resonancia se presenta cuando en un enlace, los electrones están totalmente deslocalizados.
- D) En el enlace iónico hay transferencia completa de electrones de un átomo a otro.
- E) En el enlace covalente no polar los electrones se encuentran igualmente compartidos.

Resolución:

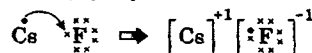
Analizamos cada una de las alternativas.

- A) Es correcto, en general, salvo algunos casos de excepción, como por ejemplo en el catión H_2^+ , sólo hay 1e compartido $\Rightarrow (\text{H} \cdot \text{H})^+$

- B) Es correcto, ejemplo $\Rightarrow \left(\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{N} \\ | \\ \text{H} \end{array} \right)^+$, donde el

"N" aporta los $2e^-$ de enlace para compartir con el H de la parte superior.

- C) Es falso, la deslocalización de electrones no se da en un enlace sino en toda la molécula, de tal modo todos los enlaces son equivalentes.
- D) Es correcto, ejemplo:



- E) Es correcto, hay compartición equitativa de los electrones.

Rpta: C

Problema 9

Con respecto a las sustancias N_2 y MgO indicar la afirmación incorrecta.

- A) El N_2 tiene enlace covalente triple y el MgO enlace iónico.
- B) Todos los átomos de las dos especies cumplen con la regla del octeto.
- C) Ambas moléculas tienen enlaces iónicos.
- D) En condiciones ambientales, el N_2 se encuentra en estado gaseoso y el MgO en estado sólido.
- E) El N_2 no reacciona con el agua y el MgO , sí.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

¿Qué relación hay entre la energía de la molécula de H_2 y la suma de las energías de los dos átomos de H?

- A) menor
- B) igual
- C) mayor
- D) ninguna relación
- E) la energía es negativa en la molécula y positiva en los dos átomos.

Resolución:

Los átomos aislados tienen mayor energía que los átomos enlazados (molécula).

Energía: $H_2 < (H + H)$

Rpta: A

Problema 2

Señale el compuesto que solo posee enlace covalente

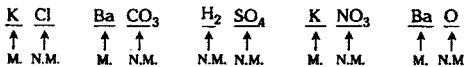
- A) KCl
- B) $CaCO_3$
- C) H_2SO_4
- D) KNO_3
- E) BaO

Resolución:

El enlace covalente se efectúa entre átomos no metálicos, generalmente.

M: metal

NM: no metal



Rpta: C

Problema 3

Dado las siguientes sustancias químicas:

- I. P_4
- II. HNO_3
- III. $AgNO_3$
- IV. $C_{12}H_{22}O_{11}$
- V. $BeCl_2$
- VI. $AlCl_3$

Señale la(s) sustancia(s) iónica(s)

Resolución:

El compuesto iónico está formado por metal y no metal, excepto: $BeCl_2$, BeO , BeF_2 y $AlCl_3$, que son compuestos covalentes.

Rpta: III

Problema 4

Señale un compuesto con las siguientes características: sólido frágil, alta dureza, mal conductor eléctrico, soluble en agua y alto punto de fusión.

- I. $C_{12}H_{22}O_{11}$
- II. KI
- III. BeO
- IV. H_2SO_4

Resolución:

Las características descritas son propias de un compuesto iónico.

Rpta: II

Problema 5

¿Quién tiene mayor temperatura de fusión?

- A) $LiCl$
- B) $NaCl$
- C) KCl
- D) $CsCl$
- E) $LiBr$

Resolución:

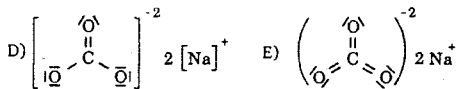
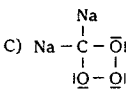
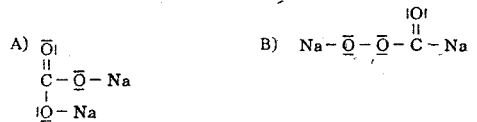
Todos son compuestos binarios iónicos, donde $T_{fusión}$ es directamente proporcional a la diferencia de electronegatividades (ΔEN).

$\Delta EN : CsCl > KCl > NaCl > LiCl > LiBr$

Rpta: D

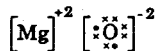
Problema 6

¿Cuál de las siguientes representaciones describe mejor la forma como están enlazados los átomos que constituyen el carbonato de sodio (Na_2CO_3), según la estructura de Lewis?



Resolución:

A) Es verdadero: $[N \equiv N]$



B) Es verdadero: tanto N, Mg^{+2} y O^{-2} poseen estructura electrónica de un gas noble.

C) Es falso: N_2 es covalente ; MgO es iónico.

D) Es verdadero.

E) Es verdadero: $MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$; y en el caso del N_2 no reacciona con el agua.

Rpta: C

Problema 10

Señalar la (s) proposición (es) correcta (s)

I. La longitud de enlace en el compuesto $NaCl$ es menor que la del KCl .

II. Es imposible hablar de ángulo de enlace en una molécula diatómica.

III. La longitud de enlace de $P - O$ es mayor que la del $As - O$.

Resolución:

I. Es verdadero, porque el radio de $K > Na$, por lo tanto la distancia internuclear será mayor en KCl respecto a $NaCl$.

II. Es verdadero, para hablar de ángulo de enlace, como mínimo la molécula debe tener tres átomos.

III. Es falso, el radio atómico de $As > P$, por lo tanto la longitud de enlace $As - O > P - O$.

Rpta: I y II

Problema 11

Señalar la afirmación incorrecta:

A) La distancia promedio entre los núcleos de dos átomos enlazados se denomina longitud de enlace.

B) Los átomos pueden interactuar entre sí para formar agregados que tienen energía más baja que los átomos separados.

C) El enlace covalente se efectúa entre átomos de alta afinidad electrónica.

D) Se presenta enlace iónico cuando existe transferencia electrónica entre un átomo de alto potencial de ionización a otro de alta electroafinidad.

E) La energía de formación de enlace y la energía de disociación de enlace son iguales.

Resolución:

A) Es verdadero.

B) Es verdadero, por principio fundamental de formación de enlaces químicos.

C) Es verdadero, los no metales tienen alta afinidad electrónica.

D) Es falso, este enlace se presenta entre metal (bajo potencial de ionización) y no metal (de alta afinidad electrónica o electroafinidad).

E) Es verdadero.

Rpta: D

Problema 12

Señalar la (s) afirmación (es) correcta (s)

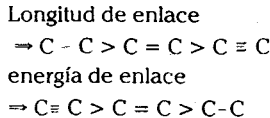
I. A mayor número de pares enlazantes entre dos átomos, menor longitud de enlace, pero mayor energía de enlace.

II. En una molécula, los átomos están en vibración constante, por lo tanto, no hay un valor fijo para longitud de enlace ni ángulo de enlace.

III. Si el % C.C. > % C.I., el enlace tiene más acentuada las propiedades iónicas.

Resolución:

I. Es verdadero:



II. Es verdadero:

Los valores tabulados para la energía y longitud de enlace sólo son valores promedios.

III. Es falso:

Si % C.C. > % C.I., entonces predominan propiedades covalentes sobre las propiedades iónicas del enlace.

Rpta: I y II

Problema 19

Con respecto a la estructura molecular del ion pirofosfato $P_2O_7^{4-}$, marque lo incorrecto:

- A) Posee dos enlaces dativos
- B) Posee en total ocho enlaces sigma (σ)
- C) Posee ocho enlaces polares P - O
- D) Hay dos átomos de oxígeno que ganaron $2e^-$ y dos átomos de fósforo que ganaron $2e^-$
- E) Solo hay cuatro átomos de oxígeno que ganaron en total $4e^-$

Resolución:

Podemos aplicar la regla práctica para determinar el número de enlaces covalentes

$$\text{Número de enlaces} = \frac{e_{\text{octeto}} - e_{\text{valencia}}}{2}$$

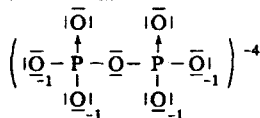
$$e_{\text{octeto}} = \text{número de electrones para el octeto} \\ = 8 \times 2 + 8 \times 7 = 72$$

$$e_{\text{valencia}} = \text{número de electrones de valencia} \\ = 5 \times 2 + 6 \times 7 + 4 = 56$$

Recuerde que el P posee $5e^-$ de valencia y el O, $6e^-$, además se ha ganado $4e^-$

$$\rightarrow \text{Número de enlaces} = \frac{72 - 56}{2} = 8$$

Dibujamos a los dos átomos de P como centrales



Se deduce que cada átomo de P forma un enlace dativo porque dispone de un par electrónico inicialmente libre ($\times \overset{\times}{\text{P}} \times$), además, hay 4 átomos de oxígeno que han ganado $1e^-$ cada uno, en total $4e^-$. Por otro lado hay un total de ocho enlaces simples o sigma (σ), que son al mismo tiempo enlaces covalentes polares porque hay una diferencia de electronegatividades entre el P y el O.

Rpta: D

Problema 20

Considerando las siguientes longitudes de enlace:

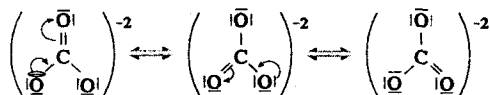
Enlace	C - O	C=O	C≡O
$l(\text{Å})$	1,43	1,23	1,09

¿Qué concepto permite explicar por qué todos los enlaces C - O en el ion carbonato (CO_3^{2-}) tienen igual longitud de enlace (1,36 Å)?

- A) Enlace covalente coordinado
- B) Polaridad de enlaces
- C) Resonancia
- D) Enlaces múltiples
- E) Hibridación

Resolución:

La teoría que permite explicar por qué los enlaces tienen igual longitud, aun cuando la notación de Lewis señala enlaces diferentes, es la deslocalización de electrones en dos o más átomos, o sea, el concepto de resonancia. En el ion carbonato (CO_3^{2-}) hay tres estructuras resonantes:



Y la longitud del enlace C-O resulta ser en la práctica aproximadamente el promedio del enlace doble C=O (1,23 Å) y del enlace simple

$$\text{C - O (1,43 Å)} \text{ esto es: } \frac{1,23 + 1,43}{2} = 1,33 \text{ Å}$$

Este valor es aproximadamente igual a 1,36 Å, que es el valor real hallado experimentalmente en el híbrido de resonancia del ion carbonato

Rpta: C

Problema 17

¿Cuántas proposiciones son correctas?

- I. Los compuestos BeO y BeF₂ son iónicas o electrovalentes
- II. El CsF en estado sólido conduce la corriente eléctrica
- III. Los compuestos covalentes se encuentran al medio ambiente como sólidos: cuarzo (SiO₂), líquidos: alcohol (C₂H₆O) y gases: dióxido de carbono (CO₂)
- IV. El fluoruro de hidrógeno HF posee una diferencia de electronegatividades ΔE.N. = 1,9 por lo tanto el enlace es iónico.

Resolución

Analizamos las proposiciones dadas:

- I. Es falsa, puesto que las propiedades de estos compuestos como el bajo punto de fusión que poseen, indican que son compuestos covalentes.
- II. Es falsa, porque el CsF (fluoruro de cesio) es un compuesto iónico y éstos son conductores eléctricos si están fundidos o en solución acuosa.
- III. Es verdadera, puesto que hay compuestos covalentes en cualquiera de los 3 estados de agregación molecular de la materia.
- IV. Es falsa, porque tanto el H y el F son elementos no-metálicos, entonces el enlace que forman es covalente; la regla de que si ΔEN ≥ 1,7, entonces el enlace es iónico, sólo es una referencia y no necesariamente se cumple en todos los casos.

Rpta: III

Problema 18

Marque lo incorrecto:

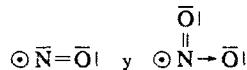
- A) Las moléculas impares no cumplen el octeto electrónico y son paramagnéticas como: NO y NO₂
- B) La resonancia, consiste en la deslocalización de dos o más electrones alrededor de un enlace covalente.
- C) El óxido nitroso N₂O y el ion tiocianato (CNS)⁻¹ o (NCS)⁻¹ poseen 3 estructuras resonantes cada uno

- D) En el dióxido de azufre (SO₂) el enlace S-O es menos polar que el enlace N-O en el tetróxido de dinitrógeno (N₂O₄)
- E) La estructura Lewis más correcta del óxido nitroso es $\bar{N} \equiv N - \bar{O}$

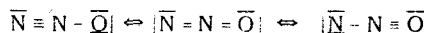
Resolución:

Analizando cada proposición, tenemos:

- A) Es verdadera, porque el NO y NO₂ en sus notaciones de Lewis poseen 1e⁻ desapareado.

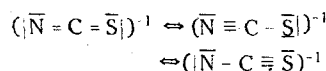


- B) Es falsa, porque la resonancia es la deslocalización de electrones en dos o más enlaces, generalmente en toda la molécula
- C) Es verdadera, porque el óxido nitroso posee las siguientes notaciones posibles por tanto posee resonancia:



Para el ion tiocianato (CNS)⁻¹

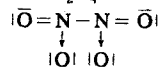
Las notaciones de Lewis son:



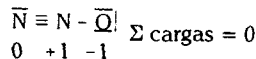
- D) Es verdadera, porque en el SO₂:



El enlace S - O, es menos polar (menor diferencia de electronegatividad) que el enlace N - O del N₂O₄



- E) Es verdadera, porque la carga relativa negativa -1, está asignada al átomo más electronegativo, que es el oxígeno y la carga +1 al menos electronegativo.



Rpta: B

PROBLEMAS PROPUESTOS

- No es característica de los compuestos iónicos:
 - En solución acuosa conducen la corriente eléctrica.
 - A condiciones ambientales son sólidos.
 - Sus enlaces son de naturaleza eléctrica.
 - Poseen altos puntos de fusión y ebullición.
 - Los electrones son compartidos por los átomos.
- ¿En cuál de las siguientes especies encontramos dos enlaces covalentes coordinados?
 - NH_4^+
 - HNO_3
 - H_2SO_4
 - H_2O
 - SO_2
- Se combinan los elementos químicos: A(Z=8) y B(Z=17). Hallar la fórmula y el tipo de compuesto formado.
 - AB, iónico
 - AB, covalente
 - AB_2 , iónico
 - AB_2 , covalente
 - AB_3 , iónico
- La combinación de A(Z = 19) y B(Z = 35) formará un compuesto:
 - binario diatómico
 - iónico
 - covalente no polar
 - insoluble en agua probablemente
 - covalente polar

Es (son) correcto (s)

 - II y III
 - I y II
 - IV y VI
 - III y IV
 - I, III y IV
- Señale la representación Lewis del K_2O
 - $\text{K}-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}$
 - $[\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}]^{-2} 2[\text{K}]^{+1}$
 - $\text{K}:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}:$
 - $[\text{K}^{+}]^{+2} [\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}]^{-2}$
 - Ninguna de las indicadas
- Al determinar la estructura molecular del cloruro de amonio (NH_4Cl), podemos afirmar que no presenta:
 - enlace iónico
 - enlace coordinado
 - enlace covalente simple
 - enlace covalente doble
 - enlace covalente polar
- De las siguientes sustancias: NH_3 ; CH_4 ; KCl ; AlCl_3 ; BaCl_2 y O_2 ¿cuántas son iónicas?
 - dos
 - tres
 - cuatro
 - cinco
 - uno
- Indique cuál de las respuestas corresponde a los enlaces existentes en la molécula CS_2 (disulfuro de carbono, buen disolvente orgánico).
 - dos enlaces π , dos coordinados
 - un enlace π , un enlace σ
 - tres dobles enlaces
 - un enlace π , tres enlaces σ
 - dos enlaces π , dos enlaces σ
- Sabiendo que la longitud de enlace en HX es 1,2 Å y su momento dipolar experimental es 1,3 D, podemos afirmar que:
 - la molécula es 100 % covalente
 - tiene 18 % de carácter iónico
 - 77,44 % de carácter covalente
 - 31,25 % de carácter iónico
 - % C.I. > % C.C.



10. El momento dipolar de enlace O-H en el agua es 1,336 D y 29 % de carácter iónico; ¿cuál será la longitud de enlace en Angström (Å) de dicho enlace?

- A) 0,96 Å B) 1,02 Å C) 1,40 Å
D) 0,86 Å E) 1,05 Å

11. No corresponde a los compuestos iónicos en términos generales:

- A) A condiciones ambientales pueden estar en cualquier estado físico.
B) Son frágiles
C) Alta temperatura de fusión.
D) Son malos conductores eléctricos.
E) Son muy solubles en agua.

12. ¿En cuál de las siguientes moléculas, el átomo central no cumple con la regla del octeto?

- A) Cl₂O B) PCl₃ C) CF₄
D) BCl₃ E) HBrO₃

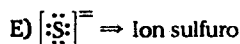
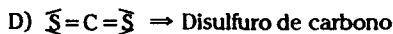
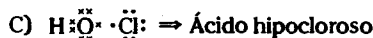
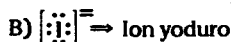
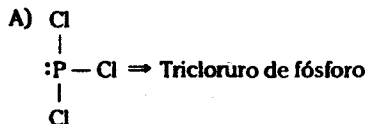
13. El cloruro de azufre (S₂Cl₂) es usado industrialmente como un solvente para el azufre durante la vulcanización de muchos productos de jébe o caucho. ¿Cuál es la estructura Lewis de esta molécula?

- A) $\text{Cl}:\ddot{\text{S}}:\ddot{\text{S}}:\ddot{\text{Cl}}$ B) $\text{S}:\ddot{\text{S}}:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{S}}:\ddot{\text{Cl}}$
C) $\text{Cl}:\ddot{\text{S}}::\ddot{\text{S}}:\ddot{\text{Cl}}::\ddot{\text{S}}$
D) $\begin{array}{c} \text{S} - \ddot{\text{Cl}} \\ || \\ \text{S} - \ddot{\text{Cl}} \end{array}$ E) A y B son correctas

14. Indique las moléculas que poseen híbridos de resonancia

- I. SO₂ II. CH₄ III. CO₂
IV. SO₃ V. BF₃
A) I, III y IV B) II, III C) I, IV
D) III, IV E) III, V

15. ¿Cuál de los siguientes diagramas de Lewis es incorrecto?



16. Respecto a la estructura molecular del N₂O₅, marque lo correcto:

- A) tiene un enlace π y cinco enlaces σ
B) tiene seis enlaces σ y dos enlaces π
C) tiene cuatro enlaces covalentes coordinados y dos enlaces covalentes normales.
D) tiene dos enlaces π y cuatro enlaces σ
E) tiene dos enlaces polares y cuatro enlaces apolares

17. ¿Qué moléculas son impares o paramagnéticas?

- A) Cl₂O y S₂Cl₂ B) SCl₂ y BCl₃
C) NO₂ y ClO₂
D) Cl₂O₅ y CO E) CO y CO₂

18. ¿Cuál es la estructura Lewis más apropiada para el ion cianato (CNO)⁻¹?

- A) $(\text{O} = \text{C} \equiv \text{N})^{-1}$ B) $(\text{O} - \text{C} - \text{N})^{-1}$
C) $(\text{O} - \text{C} \equiv \text{N})^{-1}$
D) $(\text{O} - \text{C} \equiv \text{N})^{-1}$ E) $(\text{O} = \text{C} = \text{N})^{-1}$

19. ¿Cuántos enlaces pi(π) y sigma(σ) posee el ion pirocarbonato (C₂O₃)⁻²?

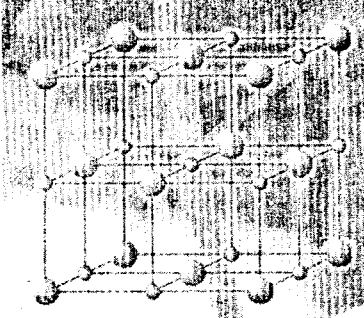
- A) 2 ; 6 B) 1 ; 5 C) 3 ; 3
D) 3 ; 2 E) 2 ; 5

20. Indique qué proposiciones son correctas
- I. En el ion disulfato ($S_2O_7^{2-}$) hay 2 enlaces covalentes coordinados.
 - II. La longitud de enlace entre carbono y oxígeno en el CO_2 es mayor que en el CO
 - III. El trióxido de azufre (SO_3) y el ion nitrato (NO_3^{-1}) poseen tres estructuras resonantes cada uno.
- A) I y II B) I y III C) II y III
D) I, II y III E) Sólo II
21. Señalar verdadero o falso
- I. En etileno (C_2H_4) existe dos átomos de carbono con hibridación sp^2
 - II. En el NH_3 y H_2O , el átomo central tiene hibridación sp^3
 - III. La interacción dipolo - dipolo entre H_2O y SO_2 es mas intensa que H_2O y NH_3
 - IV. Entre las moléculas de H_2O y C_2H_5OH forma enlace puente de hidrógeno.
- A) VFVF B) FFVV C) VVVV
D) FFFV E) VVVF
22. Señalar la proposición(es) incorrecta (s)
- I. El CO_2 presenta 3 estructuras resonante
 - II. El H_2O tiene 2 estructuras resonantes
 - III. El SO_3 tiene un híbrido de resonancia
 - IV. El C_6H_6 y CO_3^{2-} no tienen estructuras resonantes
- A) I y II B) II y IV C) I, II y IV
D) III y IV E) II, III y IV
23. Señalar la proposición incorrecta:
- A) el enlace dativo tiene mayor energía de enlace que el enlace normal
 - B) el enlace triple es mas estable que el enlace doble
 - C) en C_2H_2 hay dos enlaces pi y 3 sigmas
 - D) en PCl_5 hay 5 enlaces simples
 - E) en H_3PO_4 hay 1 enlace dativo
24. Es un compuesto soluble en agua, es sólido de alta dureza, mal conductor eléctrico, es frágil, es sólido cristalino, etc. ¿A qué compuesto corresponde estas propiedades?
- A) SiO_2 B) Fe C) CO_2
D) NaI E) C_6H_6
25. Ordene según el orden decreciente de su ángulo de enlace.
- I. H_2O III. H_2Se
 - II. H_2S IV. H_2Te
- A) I, II, III, IV B) IV, III, II, I C) II, III, IV, I
D) I, IV, III, II E) IV, I, III, V
26. Indicar la molécula que genera mayor energía. Se tiene como dato las energías de enlace:
- C - H (414 kJ/mol), C - O $\left(351 \frac{kJ}{mol} \right)$,
C - C (347 kJ/mol), C - N (293 kJ/mol),
H - O (464 kJ/mol) y H - N (389 kJ/mol)
- A) CH_3OH B) CH_3NH_2 C) C_3H_8
D) $(CH_3)_2O$ E) C_2H_6

CLAVES

Capítulo

VII



- | | |
|-------|-------|
| 01. E | 14. A |
| 02. C | 15. B |
| 03. D | 16. B |
| 04. B | 17. C |
| 05. B | 18. C |
| 06. D | 19. A |
| 07. A | 20. C |
| 08. E | 21. E |
| 09. C | 22. B |
| 10. A | 23. A |
| 11. A | 24. D |
| 12. D | 25. A |
| 13. A | 26. C |

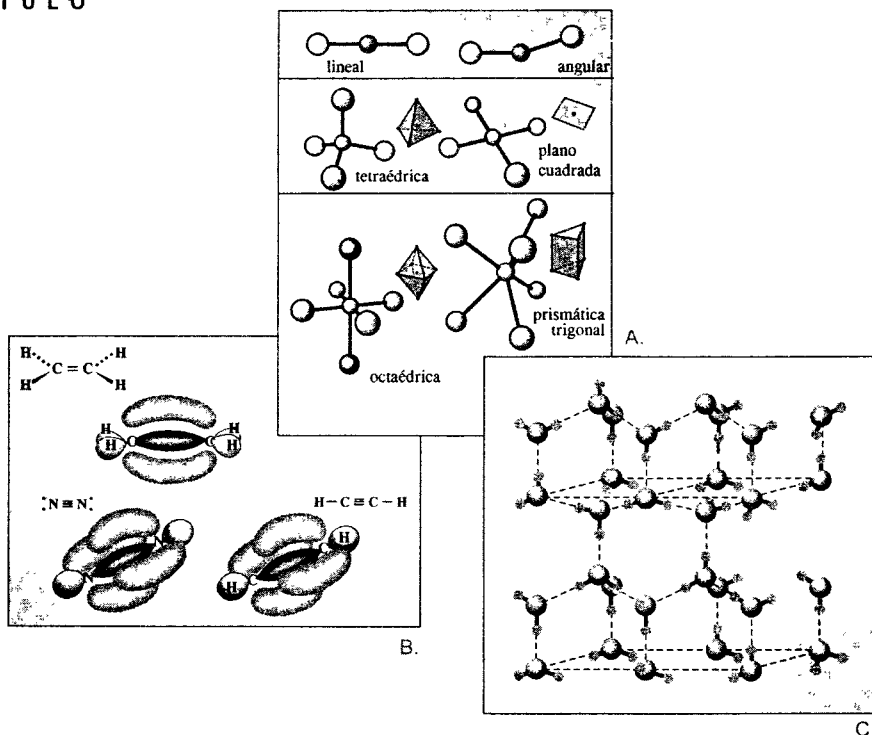




VIII

CAPÍTULO

Geometría Molecular



- Modelo de esferas y barrillas para representar la geometría molecular: lineal, tetraédrica, plano cuadrado, octaédrica y prismática trigonal, respectivamente.
- Modelo de orbitales moleculares sigma (σ) y pi (π). El orbital molecular sigma (color negro) tiene mayor simetría y por lo tanto mayor estabilidad que el orbital molecular pi. En el enlace doble requiere un orbital pi y un orbital sigma, mientras que el enlace triple requiere un orbital sigma y dos pi.
- La estructura del hielo se explica por la disposición de las moléculas de agua unidas mediante enlaces puente hidrógeno. Las moléculas al ocupar posiciones fijas y rígidas dejan grandes espacios, razón por la cual el volumen del hielo es mayor y su densidad menor, respecto al agua líquida.

GEOMETRÍA MOLECULAR

OBJETIVOS

- Ser capaz de explicar y predecir la geometría molecular en base a la teoría de electrones de valencia (TEV), concepto de hibridación y la teoría de repulsión de pares de electrones en la capa de valencia (TRPECV).
- Entender la formación de los enlaces sigma y pi en base a los orbitales moleculares y saber diferenciarlos
- Comprender los diferentes tipos de enlaces intermoleculares según el tipo de molécula (polar y apolar), y ser capaz de explicar las propiedades físicas (temperatura de ebullición, temperatura de fusión, densidad, etc) en base a la intensidad de las fuerzas intermoleculares.
- Ser capaz de explicar las propiedades de los metales en base a la teoría del enlace metálico.

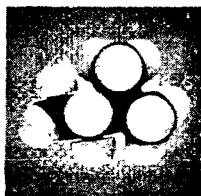
INTRODUCCIÓN

Para tener una idea de la forma y geometría molecular, veamos algunas ilustraciones en base a ciertos modelos convencionales.

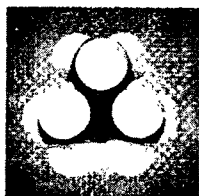
Figura 8.1 Formas moleculares del pentano:

a) Isopentano, $t_{eb.} = 28^{\circ}\text{C}$

b) Neopentano, $t_{eb.} = 9,5^{\circ}\text{C}$



(a)

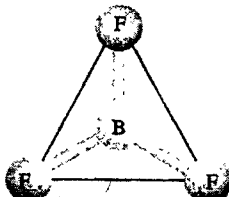


(b)

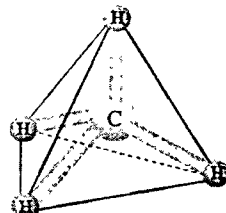
Figura 8.2 Geometría molecular de BF_3 y CH_4

a) Geometría plana trigonal

b) Geometría tetraédrica



(a)



(b)

En el capítulo anterior aprendimos a escribir notaciones simplificadas (o de Lewis) para los enlaces covalentes de moléculas sencillas como el agua (H_2O), amoníaco (NH_3), metano (CH_4), etc., e incluso se indicaron los ángulos de separación de sus enlaces ($104,5^\circ$, 107° y $109,5^\circ$ respectivamente). Pero no se explicó la razón de los valores que tomaban dichos ángulos, ya que esto constituye el estudio de la **GEOMETRÍA MOLECULAR**, que se refiere a la **forma general de una molécula determinada por las posiciones relativas de los núcleos atómicos**, es decir, la distribución espacial de los átomos en una molécula. Si la molécula posee 2 ó más enlaces covalentes, dichos enlaces buscarán mantenerse tan lejos como pueden uno del otro, **minimizando así las repulsiones entre ellas**.

Desde ya podemos afirmar que las propiedades físicas y químicas, tales como el punto de fusión, el punto de ebullición, la densidad y por otro lado el mecanismo de las reacciones químicas de una sustancia están muy relacionadas con su geometría molecular.

Debemos tener presente que las estructuras de Lewis no nos indican acerca de la **GEOMETRÍA MOLECULAR**. Por otro lado, las longitudes y ángulos de enlace se deben determinar experimentalmente mediante técnicas de espectroscopía y mediante la difracción de rayos X, principalmente. Sin embargo, es posible predecir la geometría de una molécula apoyado en la "teoría de enlace valencia" (TEV) que nos proporciona la mecánica cuántica y que se apoya en el proceso de la hibridación. También la geometría molecular se puede establecer en base a la **teoría de repulsión de pares electrónicos en la capa de valencia (TRPECV)** a partir de la estructura de Lewis de la molécula.

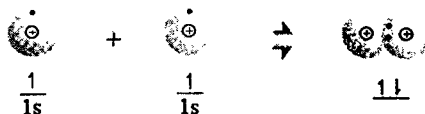
TEORÍA DE ENLACE VALENCIA (TEV)

Para comprender la geometría molecular, estructura electrónica y los enlaces, la mecánica cuántica proporciona dos teorías: la teoría de enlace valencia y la teoría de orbitales moleculares. Se diferencian uno del otro en diferentes suposiciones y simplificaciones que hacen.

En el presente texto sólo analizaremos las ideas básicas comprendidas en la **teoría enlace valencia**, propuesto por **Linus Pauling**, que plantea lo siguiente:

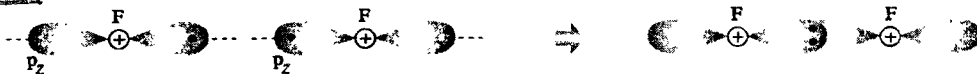
Se forma un enlace entre dos átomos cuando se satisfacen las condiciones: (1) un orbital en un átomo viene a ocupar una porción de la misma región del espacio que ocupa un orbital de otro átomo. Se dice que los dos orbitales se traslapan u ocurre el solapamiento de orbitales (2) el número total de electrones en ambos orbitales no es mayor de dos.

En la molécula de hidrógeno (H_2)



El enlace H - H se forma cuando los orbitales $1s$ (de forma esférica), uno de cada átomo, se **sobreponen o traslapan**.

En la molécula de flúor (F_2), sólo dibujaremos los orbitales desapareados ($2p_z$) de cada átomo y el traslape de estos orbitales.



A medida que el orbital de un átomo se traslapa con el orbital de otro, los electrones en los orbitales empiezan a moverse alrededor de ambos átomos. A que los electrones son atraídos a ambos núcleos a la vez, "jalan" juntos a los átomos. La fuerza del enlace depende de la cantidad de traslape; mientras mayor sea la sobreposición, mayor será la fuerza de la unión. Los dos orbitales no pueden contener más de dos electrones y con spines opuestos.

En algunos átomos no hay suficiente cantidad de orbitales desapareados, entonces es necesario recurrir al concepto de **hibridación de orbitales atómicos**.

Para analizar mejor la teoría de enlace valencia, veamos el concepto de hibridación.

HIBRIDACIÓN (Hibridización)

Quando se trata de explicar la distribución espacial de 2 ó más enlaces de una molécula, la teoría de enlace valencia plantea un proceso matemático que se llama hibridización o hibridación, el cual consiste en la **combinación de 2 ó más orbitales atómicos** o **combinación lineal** de funciones de onda, para obtener orbitales híbridos (o función de onda) los cuales poseen la misma forma, la misma energía relativa e igual estabilidad.

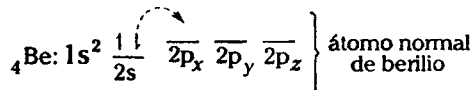
La hibridación se efectúa entre los orbitales de los subniveles que pertenecen a un mismo nivel de valencia.

HIBRIDACIÓN sp

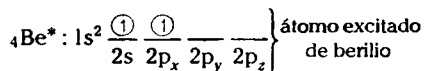
Consiste en la combinación de 1 orbital "s" y 1 orbital "p" para formar 2 orbitales híbridos "sp" los cuales se encuentran separados con un ángulo de 180° (en forma lineal).

Como ejemplo consideramos la molécula del dicloruro de berilio ($BeCl_2$).

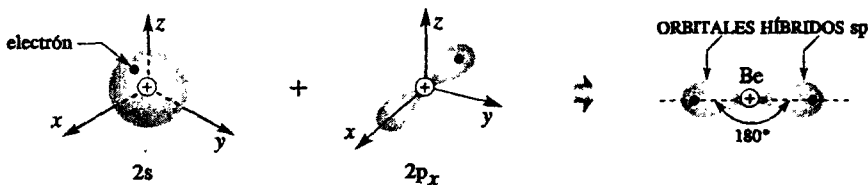
La distribución electrónica del átomo de Be es:



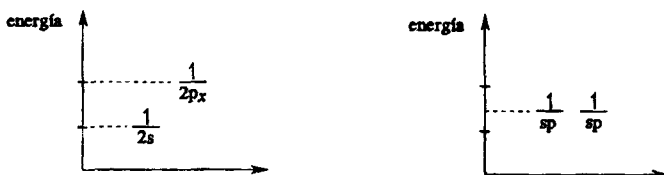
Un electrón de valencia es promovido de un orbital 2s de menor energía relativa al orbital $2p_x$ de mayor energía relativa:



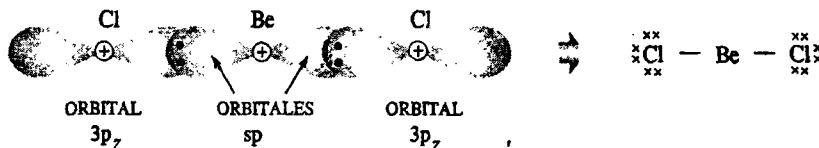
Un orbital "s" (2s) y 1 orbital "p" (2p_x) se hibridizan o combinan formando 2 orbitales híbridos "sp" que se encuentran separados con un ángulo de 180° (en forma lineal).



La energía relativa de orbitales atómicos e híbridos se puede comparar así:



Ahora, considerando que cada átomo de cloro posee 1 orbital 3p despareado ($[\text{Ne}]3s^2 \frac{1\uparrow}{3p_x} \frac{1\uparrow}{3p_y} \frac{1\uparrow}{3p_z}$), entonces se forman 2 enlaces covalentes Be-Cl por superposición o traslape con cada uno de los orbitales híbridos sp del berilio, tal como se muestra en la siguiente figura:

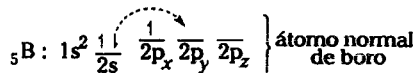


Se observa que el núcleo de berilio y los 2 núcleos de cloro se encuentran en una misma línea recta, esto confirma que la molécula es lineal como experimentalmente se conoce. Otras moléculas que también poseen geometría lineal se muestran en el siguiente cuadro

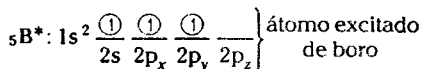
Moléculas	Átomo central excitado	Orbitales que se hibridizan
BeBr ₂ y BeI ₂	Be = {He}2s ¹ 2p ¹	2s y 2p _x
CdCl ₂ , CdBr ₂ y CdI ₂	Cd = {Kr}4d ¹⁰ 5s ¹ 5p ¹	5s y 5p _x
HgCl ₂ , HgBr ₂ y HgI ₂	Hg = {Xe}4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ 6p ¹	6s y 6p _x

HIBRIDACIÓN sp^2

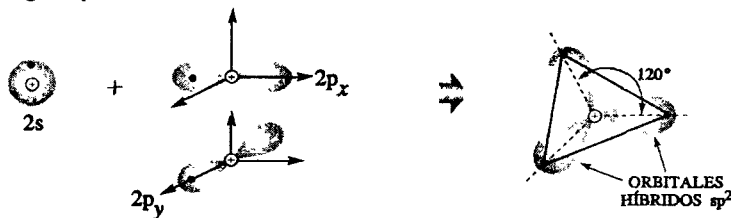
Consiste en la combinación de 1 orbital “s” y 2 orbitales “p”, con los cuales se forman 3 orbitales híbridos “ sp^2 ” cuya distribución espacial se logra con ángulos de separación iguales de 120° , formando una estructura triangular plana. Analicemos como ejemplo la molécula del trifluoruro de boro (BF_3). La distribución electrónica del átomo de boro es:



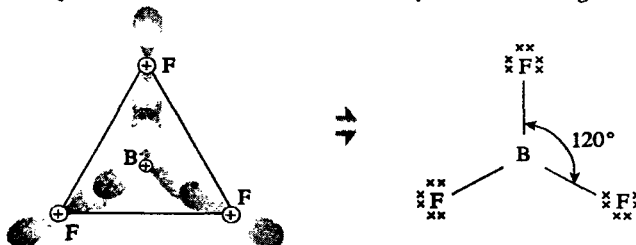
Un electrón del orbital 2s es promovido al orbital $2p_z$, de mayor energía relativa, luego el átomo de boro excitado tendrá la siguiente distribución electrónica:



Se hibridiza el orbital 2s con los orbitales $2p_x$ y $2p_y$, formando 3 orbitales híbridos sp^2 en una disposición triangular plana.



Por otro lado cada átomo de flúor posee 1 orbital $2p_z$, desapareado $\left([He] 2s^2 \frac{\uparrow\downarrow}{2p_x} \frac{\uparrow\downarrow}{2p_y} \frac{\uparrow}{2p_z} \right)$ por lo tanto se forman 3 enlaces covalentes B-F por traslape con cada uno de los orbitales híbridos sp^2 del boro, luego la molécula de BF_3 con sus electrones de enlace se representa de la siguiente forma:



Se observa que los 3 enlaces B-F se orientan hacia los vértices de un triángulo equilátero, por lo tanto, la geometría molecular es plana trigonal.

Otras moléculas que también son de geometría plana trigonal (triangular) se indican en la siguiente cuadro.

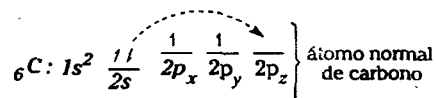
Moléculas	Átomo central excitado	Orbitales que se hibridizan
$\text{BCl}_3, \text{BBr}_3$ y BI_3	$\text{B} = [\text{He}]2s^1 2p^2$	$2s, 2p_x$ y $2p_y$
$\text{AlCl}_3, \text{AlBr}_3$ y AlI_3	$\text{Al} = [\text{Ne}]3s^1 3p^2$	$3s, 3p_x$ y $3p_y$
$\text{GaCl}_3, \text{GaBr}_3$ y GaI_3	$\text{Ga} = [\text{Ar}]3d^{10} 4s^1 4p^2$	$4s, 4p_x$ y $4p_y$

HIBRIDACIÓN sp^3

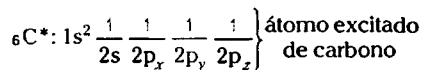
En este caso, la hibridación se realiza con 1 orbital "s" y 3 orbitales "p" para formar 4 orbitales híbridos " sp^3 ", los que se encuentran separados con ángulos iguales de $109^\circ 28'$ ($\sim 109,5^\circ$), formando una estructura tetraédrica.

Consideremos una molécula sencilla como el metano CH_4 .

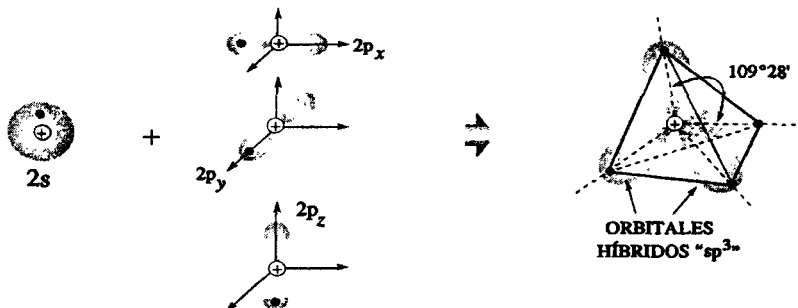
El carbono posee una distribución electrónica de:



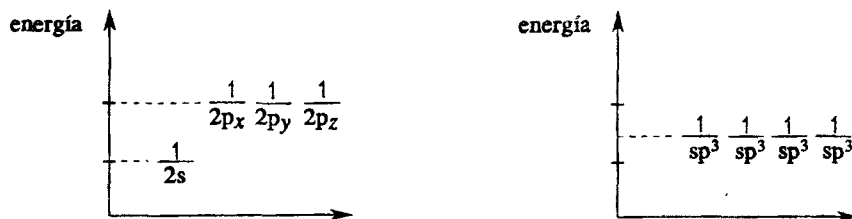
Un electrón del orbital $2s$ salta al orbital $2p_z$ de mayor energía relativa. Luego la distribución electrónica del carbono es:



Se hibridizan el orbital $2s$ con los orbitales $2p_x, 2p_y$ y $2p_z$, formando 4 orbitales híbridos sp^3 en una disposición espacial tetraédrica.

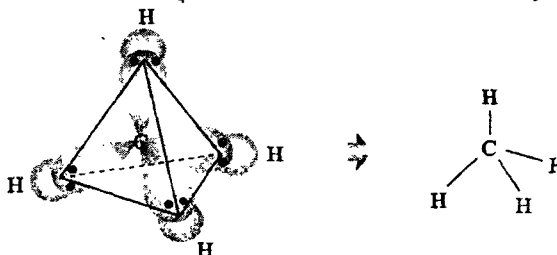


La energía relativa de los orbitales atómicos e híbridos sería así:



Luego, cada átomo de hidrógeno que posee un orbital 1s desapareado (de forma esférica), se superpone con cada uno de los cuatro orbitales híbridos sp^3 , formando así cuatro enlaces covalentes idénticos. C-H.

Entonces la molécula de metano CH_4 con los electrones de enlace se representa así:



Se observa que los 4 enlaces C - H se orientan espacialmente a los vértices de un tetraedro regular. En el siguiente cuadro se muestran otras moléculas de geometría tetraédrica (forman un tetraedro regular)

Moléculas tetraédricas	Átomo central excitado	Orbitales que se hibridizan
CBr_4, CCl_4, Cl_4	$C = [He]2s^1 2p^3$	$2s, 2p_x, 2p_y, \text{ y } 2p_z$
$SiH_4, SiCl_4, SiBr_4$	$Si = [Ne]3s^1 3p^3$	$3s, 3p_x, 3p_y, \text{ y } 3p_z$
$GeH_4, GeCl_4, GeBr_4$	$Ge = [Ar]3d^{10} 4s^1 4p^3$	$4s, 4p_x, 4p_y, \text{ y } 4p_z$

Observación: El número de orbitales híbridos siempre es igual al número de orbitales atómicos que se combinan o realizan la hibridización, como se muestra en el siguiente cuadro.

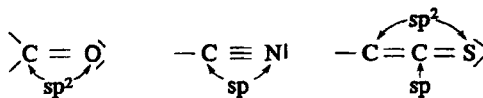
Hibridización	Orbitales que se hibridizan	Orbitales híbridos
sp	1 orbital s y 1 orbital p	2 orbitales sp
sp^2	1 orbital s y 2 orbitales p	3 orbitales sp^2
sp^3	1 orbital s y 3 orbitales p	4 orbitales sp^3

ORBITALES HÍBRIDOS Y ENLACES MÚLTIPLES

El concepto de hibridación también es bastante útil para comprender la geometría de las moléculas comunes que poseen enlaces múltiples; el ejemplo mas importante que analizaremos es la formación del enlace doble: $\text{>C}=\text{C}<$ y la formación del enlace triple - $\text{C} \equiv \text{C} -$.

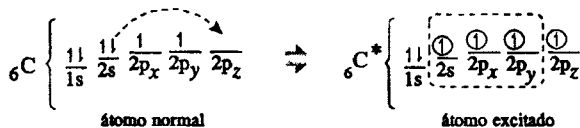
Todos los enlaces que se señalaron en los ejemplos anteriores son de tipo sigma (σ), puesto que el enlace tipo pi (π) se presenta únicamente en los enlaces múltiples.

A manera de regla práctica, si un átomo forma un **enlace doble** está hibridizado en sp^2 y, si forma un **triple enlace** o **dos dobles enlaces**, está hibridizado en sp ; así:

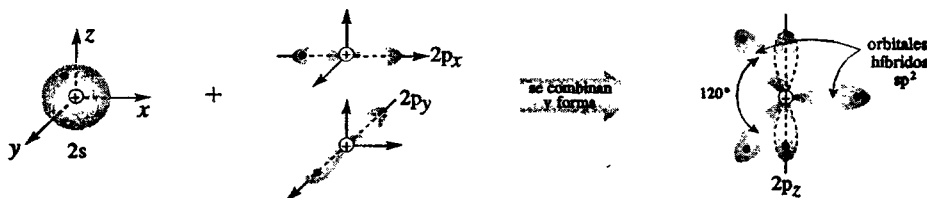


a. Hibridación sp^2 en el átomo de carbono

Como primer paso, recordemos que el átomo de carbono debe pasar a un estado excitado para justificar su tetravalencia o capacidad de formar 4 pares electrónicos compartidos.



Se combinan 1 orbital "s" ($2s$) y 2 orbitales "p" ($2p_x$ y $2p_y$), formándose 3 orbitales híbridos sp^2 que se orientan a los vértices de un triángulo equilátero con un ángulo de separación de 120° . Por otro lado queda 1 orbital "p" ($2p_z$) sin hibridizar u orbital puro, el esquema del proceso se muestra a continuación.

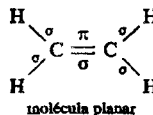
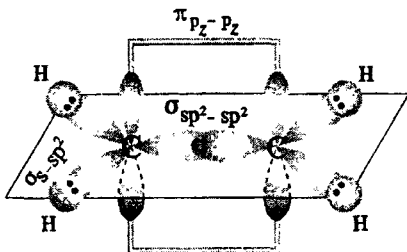


Explicemos la formación de la estructura molecular del etileno $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$.

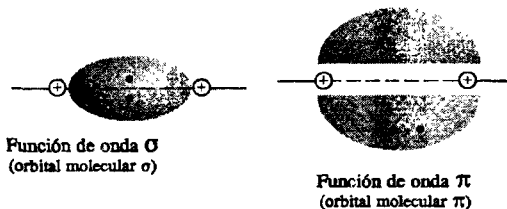
Los 2 átomos de carbono hibridados en sp^2 se enlazan entre sí mediante un traslape de orbitales híbridos sp^2 de cada carbono, formando así un enlace sigma ($\sigma_{\text{sp}^2 - \text{sp}^2}$) y por traslape de orbitales "p" puros ($2p_z$) forma un enlace pi ($\pi_{p_z - p_z}$).

Además se forman 4 enlaces sigma C - H (σ_{s-sp^2}), tal como se muestra en la siguiente figura:

La fórmula estructural de Lewis es:



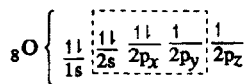
El enlace sigma (σ) se forma mediante el orbital molecular o nube electrónica (función de onda) sigma que se encuentra en el eje de centros (línea que une el núcleo de los átomos); mientras que el enlace pi (π) se forma mediante nubes electrónicas u orbital molecular pi, que están en ambos lados del eje de centros (en forma paralela) como se observa en la siguiente figura.



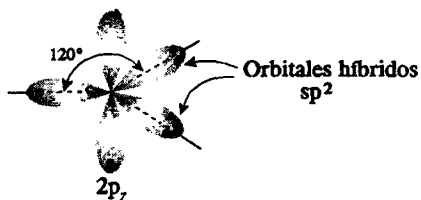
¿Cuál será la geometría molecular del formaldehído $H_2C = O$? ¿Cuántos átomos se encuentran en un mismo plano?

Resolución:

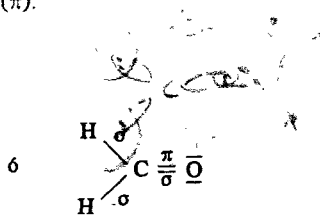
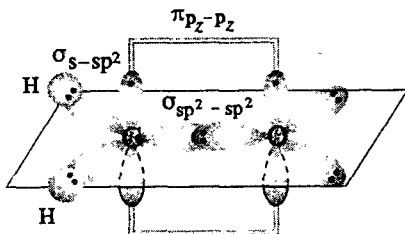
La presencia de un enlace doble $C = O$ implica que el átomo de carbono y el de oxígeno tienen hibridización sp^2 , en este caso sólo faltaría analizar la hibridización sp^2 del átomo de oxígeno.



Como se observa, quedaría 1 orbital "p" puro o no híbrido ($2p_z$) desapareado y de los 3 orbitales híbridos sp^2 que se forman sólo uno está desapareado los otros 2 están apareados. El esquema del átomo de oxígeno con sus orbitales híbridos sp^2 y el orbital puro " p_z " es:

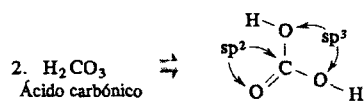
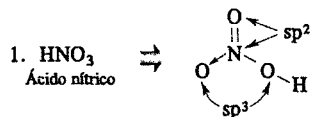


Al unirse el átomo de oxígeno con el átomo de carbono se forma el enlace doble (C = O), esto es por traslape de orbitales desapareados híbridos sp^2 para formar un enlace sigma (σ) y por traslape de orbitales puros o no híbridos "p" ($2p_z$) para formar un enlace pi (π).



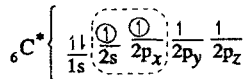
Como observamos, la molécula del formaldehído es planar (posee geometría molecular trigonal plana), por lo tanto, los 4 átomos se encuentran en un mismo plano.

Citemos otros ejemplos donde hay hibridación sp^2 y también sp^3

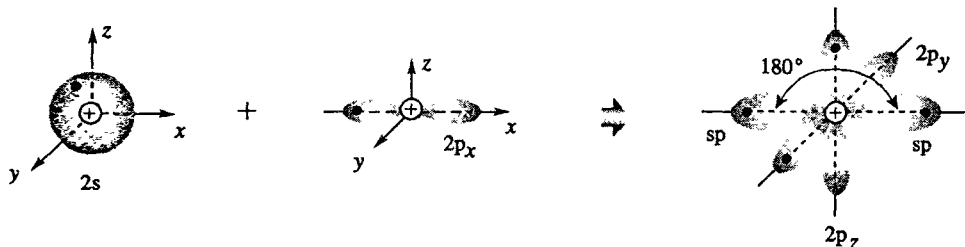


b. Hibridación sp en el átomo de carbono

Partiendo del átomo excitado de carbono

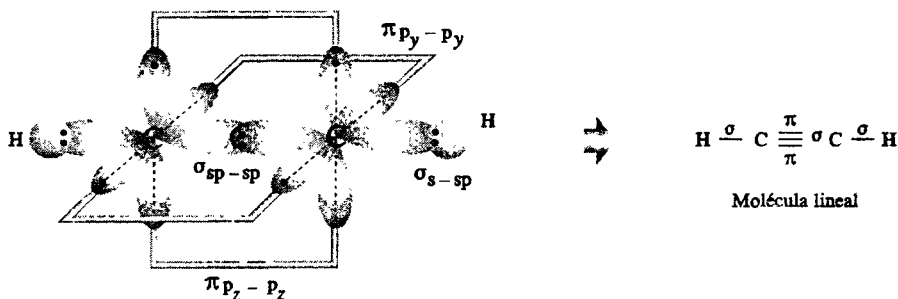


Se combinan 1 orbital "s" ($2s$) y 1 orbital "p" ($2p_x$), formándose 2 orbitales híbridos " sp " que se orientan hacia extremos opuestos con un ángulo de separación de 180° . Por otro lado, nos queda 2 orbitales "p" puros ($2p_y$ y $2p_z$).



Veamos la formación de la estructura molecular del acetileno $\text{CH} \equiv \text{CH}$

Los átomos de carbono hibridado en "sp" se enlazan entre sí, se forman 2 enlaces pi (π) debido al apareamiento y traslape de orbitales "p" puros ($2p_y$ y $2p_z$), y 1 enlace sigma (σ) debido al apareamiento de orbitales híbridos "sp", como se muestra a continuación.



Observamos que la molécula del acetileno $\text{CH} \equiv \text{CH}$ se completa con los 2 enlaces sigma (σ) C - H (traslape de orbital híbrido sp y orbital 1s).

Otro ejemplo es el ácido nítrico, cuya geometría molecular también es lineal $\text{H} \overset{\sigma}{\text{O}} \text{C} \equiv \overset{\pi}{\text{N}} \text{O}$. 180°

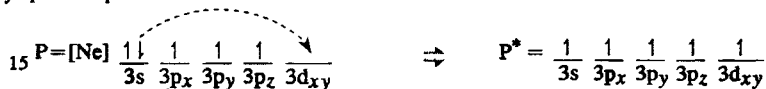
Se observa 2 enlaces pi (π) y 2 enlaces sigma (σ); además el átomo de C y N presentan hibridación "sp".

Otras hibridaciones

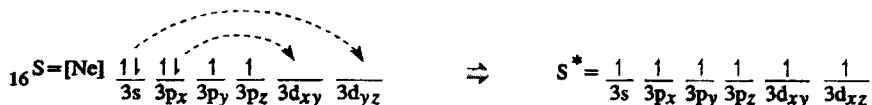
Existen moléculas cuyo átomo central posee 5 enlaces ó 6 enlaces iguales con otro átomo, en ese caso se suman a la hibridación de 1 orbital "s" y 3 orbitales "p", orbitales tipo "d" con lo cual el número de orbitales desapareados aumenta a 5 ó 6, justificándose la formación de igual número de enlaces.

Debe tenerse en cuenta que los orbitales "d" sólo aparecen a partir del tercer nivel, por lo tanto, los elementos que presentan hibridación sp^3d o hibridación sp^3d^2 son del tercer período de la tabla o periodos mayores, por ejemplo del grupo VA: P, As y Sb y del grupo VIA: S, Se y Te.

Por ejemplo en PCl_5 (pentacloruro de fósforo) y en SF_6 (hexafluoruro de azufre), la hibridación de P y S son sp^3d y sp^3d^2 respectivamente:

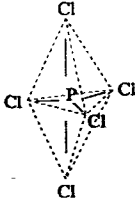
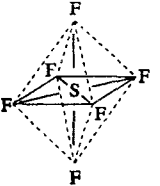


Estos orbitales se combinan y generan 5 orbitales híbridos sp^3d



Estos orbitales se combinan y generan 6 orbitales híbridos sp^3d^2

En el siguiente cuadro resumimos el proceso de hibridación sp^3d y sp^3d^2 e indicamos la geometría molecular con este tipo de hibridación.

Molécula	Átomo central excitado	Hibridación	Geometría molecular
PCl_5	$P = [Ne]3s^13p^33d^1$ (5 orbitales hibridizan)	Generan 5 orbitales híbridos sp^3d desapareados donde se efectúa enlace P-Cl	 BIPIRAMIDAL
SF_6	$S = [Ne]3s^13p^33d^2$ (6 orbitales hibridizan)	Generan 6 orbitales híbridos sp^3d^2 desapareados, donde se efectúa enlace S-F	 OCTAÉDRICA

TEORÍA DE LA REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS EN LA CAPA DE VALENCIA (TRPECV)

En cierto modo es una extensión lógica del modelo de enlace por pares de electrones de las estructuras de Lewis.

Este modelo se originó a partir de las ideas expuestas por N.V. Sidgwick y H.E. Powell en 1940, las cuales fueron desarrolladas posteriormente por R.S. Nyholm y R.I. Gillespie en 1957. No obstante, fue Gillespie el que dio mayor impulso y difusión a este sencillo y a la vez poderoso modelo estructural (1972 y 1991). Se basa en simples consideraciones electrostáticas: si se tiene un conjunto de "N" cargas eléctricas puntuales iguales y situadas a la misma distancia de un punto fijo (origen de coordenadas), la disposición espacial de mínima energía es aquella que minimiza las repulsiones electrostáticas entre ellas; o dicho de otra forma, la que determina la máxima separación física posible entre las cargas eléctricas.

La solución es bien conocida por la física: la minimización de las repulsiones electrostáticas entre 3, 4 y 6 cargas eléctricas puntuales iguales se obtiene cuando éstas se disponen sobre una superficie esférica equipotencial, diametralmente opuestas, formando un triángulo equilátero, un tetraedro y un octaedro, respectivamente.

Además la distribución de los enlaces alrededor del átomo central de una molécula está en función del número de pares electrónicos en el último nivel o capa de valencia, cada uno de estos pares ocupa un orbital cuyas orientaciones espaciales se explican de acuerdo a la repulsión con los otros pares y los núcleos atómicos se sitúan en base al principio señalado anteriormente. Primero se parte de la estructura Lewis de la molécula.

Regla 1

Los pares electrónicos en el último nivel buscan una separación máxima en el espacio de tal forma que la repulsión electrónica entre ellos sea mínima; para cumplir esta condición adoptan ciertas geometrías moleculares, tal como se muestra en el siguiente cuadro. Para ello se cuenta el número de pares electrónicos en el último nivel del átomo central.

Número de pares electrónicos	Geometría
2	lineal
3	plana trigonal
4	tetraédrica
5	biparamidal trigonal
6	octaédrica

Como se observa, estas geometrías coinciden con las que se plantean para las hibridaciones sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d y sp^3d^2 , es decir, que se presentan en moléculas con enlaces iguales del tipo: AB_2 , AB_3 , AB_4 , AB_5 y AB_6 respectivamente. Además, los enlaces múltiples (doble y triple) se consideran como un solo par electrónico, sólo con fines prácticos de esta regla.

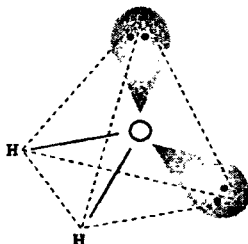
Regla 2

Los orbitales que contienen pares no enlazantes o pares solitarios ocupan mayor espacio y poseen mayor energía que los orbitales que contienen pares electrónicos enlazante. Esta regla tiene sentido porque un par no compartido está bajo la influencia de un solo núcleo (del átomo central), mientras que un par compartido está influenciado por dos núcleos y además al formarse el enlace han perdido energía, razón por la cual poseen menor cantidad de ella.

La geometría molecular está determinada por 3 tipos de repulsión electrónica, de las cuales se puede establecer una relación experimental de mayor a menor grado de repulsión:

$$\text{Par solitario} - \text{Par solitario} > \text{Par solitario} - \text{Par compartido} > \text{Par compartido} - \text{Par compartido}$$

Por ejemplo, en la molécula de H_2O , el oxígeno es el átomo central con 4 pares electrónicos; dos pares están enlazados y dos pares electrónicos están libres; si consideramos una geometría tetraédrica por los 4 pares electrónicos que rodean al oxígeno (hibridación sp^3), el ángulo de enlace $H-O-H$ sería de $109,5^\circ$.



El agua podría haber sido una molécula tetraédrica, pero en la práctica el ángulo de enlace H-Ö-H es de 104,5°, lo que se explica de la siguiente manera: la repulsión entre los 2 pares electrónicos libres es muy fuerte, la repulsión de éstos con los otros 2 pares electrónicos enlazados es débil y finalmente la repulsión entre los pares enlazados es aún más débil, debido a ello el ángulo disminuye desde 109,5° hasta 104,5°.



Por lo tanto, el agua es una molécula angular.

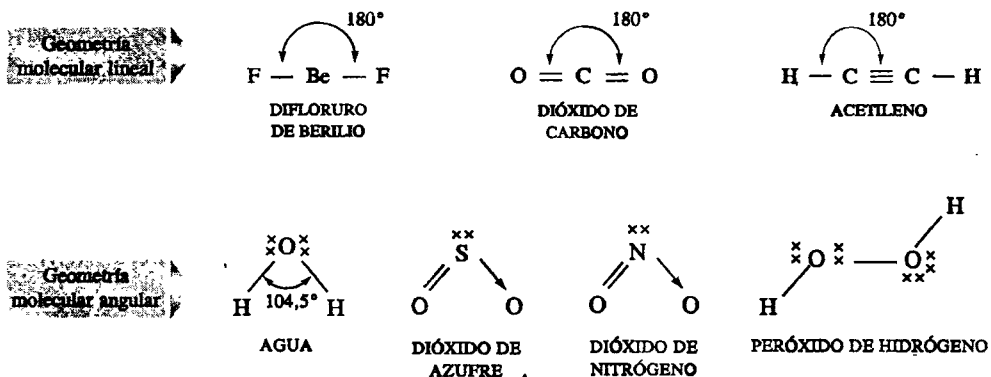
REGLAS PRÁCTICAS DE GEOMETRÍA MOLECULAR

Basado en la teoría de enlace valencia (TEV), concepto de hibridación y la teoría de repulsión de pares electrónicos en la capa de valencia (TRPECV), podemos establecer reglas muy sencillas para definir la geometría de las moléculas.

Se debe recordar que un **enlace doble** o un **enlace triple** se considera como un "enlace simple", únicamente con fines prácticos.

1. Si una molécula posee un átomo central sólo con 2 enlaces iguales, entonces su **geometría es lineal** si **no posee pares solitarios** y si **posee uno o más pares solitarios es angular**.

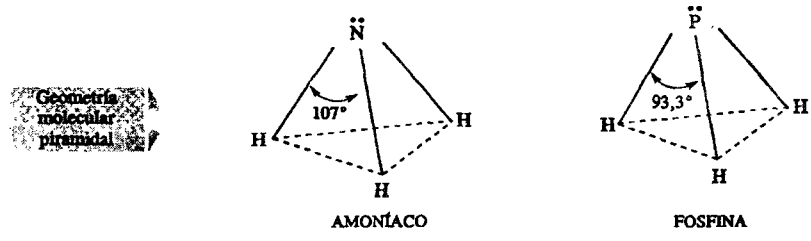
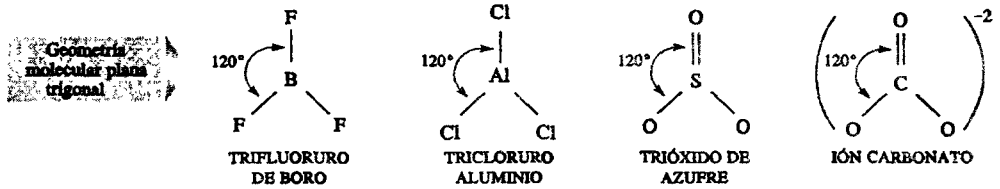
Ejemplos:



En el caso del peróxido de hidrógeno, se presentan 2 átomos de oxígeno como átomos centrales.

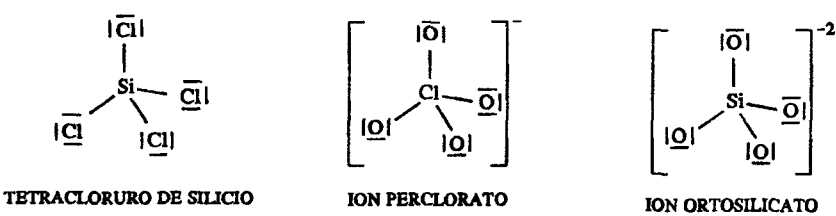
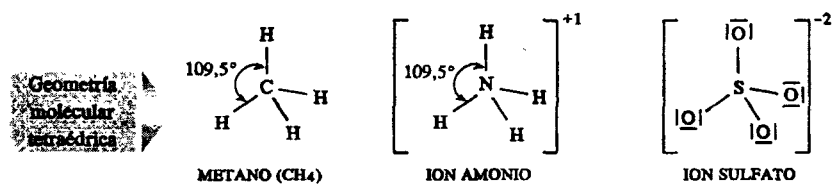
2. Si una molécula presenta un átomo central solamente con 3 enlaces iguales, entonces su **geometría** es **plana trigonal** si **no posee pares solitarios** y si **posee un par solitario** su **geometría** es **piramidal**.

Ejemplos:



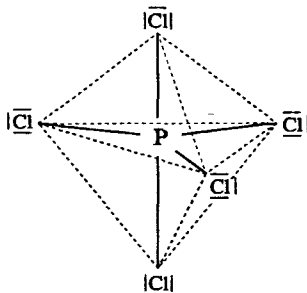
3. Si una molécula posee un átomo central con solamente 4 enlaces iguales, entonces su **geometría** es **tetraédrica** si **no posee pares solitarios** y si **posee un par solitario** es **tetraedro deformado** o **torcido**.

Ejemplos:



4. En una molécula que posee un átomo central con 5 enlaces iguales sin pares solitarios, la geometría es **bipiramidal triangular** con ángulos de 120° y 90° , si posee un par solitario es **piramidal cuadrada**.

Ejemplo: Pentacloruro de fosforo (PCl_5)

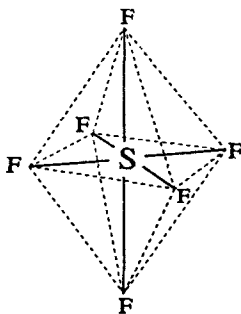


Se observa ángulos de enlace Cl-P-Cl de 90° y 120°

Otras ejemplos son: AsBr_5 , SbCl_5 , BiI_5 , etc.

5. Una molécula que posee un átomo central con 6 enlaces iguales tendrá una geometría octaédrica o bipirámide cuadrangular.

Ejemplo: Hexafluoruro de azufre (SF_6)



Al analizar la molécula octaédrica se observa que los ángulos de enlace F - S - F son de 90° y 180° .

Otros ejemplos son: SeCl_6 , TeI_6 , etc.

6. Una molécula que posee un átomo central con 8 enlaces simples sin pares solitarios tiene geometría bipiramidal hexagonal.

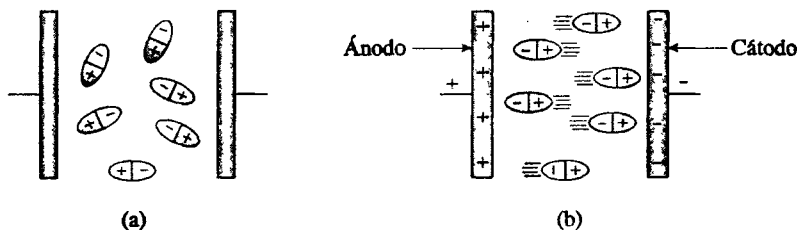
Ejemplo: XeF_8

POLARIDAD Y APOLARIDAD DE MOLÉCULAS

Moléculas polares ($\mu_R \neq 0$)

Figura 8.3 Moléculas polares del agua fuera y dentro de un campo eléctrico.

La figura 8(a) nos muestra moléculas de agua desordenadas cuando no hay un campo eléctrico externo; la figura 8(b) nos muestra cómo las moléculas de agua se orientan (se alinean) dentro de un campo eléctrico externo, de modo que sus extremos negativos apuntan hacia la placa positiva y sus extremos positivos hacia la placa negativa.



Las moléculas como las del agua, que se orientan dentro de un campo eléctrico, se llaman moléculas polares.

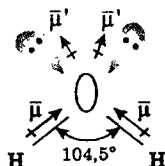
¿Por qué las moléculas polares se orientan dentro de un campo eléctrico?

Una molécula polar es **asimétrica** (no posee simetría) por lo que posee un momento dipolar resultante ($\vec{\mu}_R$) o en otros términos, el centro de cargas positivas (δ^+) y el centro de cargas negativas (δ^-) se encuentran separados una cierta distancia, por lo tanto, una **molécula polar** es un **pequeño dipolo**, entonces es lógico que los dipolos tengan que interactuar con el campo eléctrico externo mediante fuerzas de atracción y repulsión, logrando alinearse las moléculas.

Ejemplo 1

Recordemos que la molécula de agua es angular

Analicemos en base al momento dipolar de enlace y de los pares solitarios, para obtener el momento dipolar resultante de la molécula.



$$\vec{\mu}_R = 2\vec{\mu} + 2\vec{\mu}'$$

$$\vec{\mu}_R = 1,84 \text{ Debye}$$

Valor experimental

Donde:

$\vec{\mu}$ = momento dipolar de enlace O - H.

$\vec{\mu}'$ = momento dipolar debido al "par solitario" o par no enlazante.



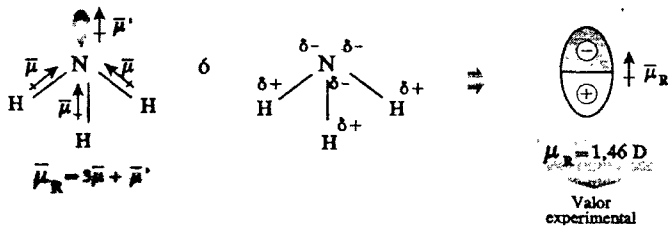
Analicemos ahora en base a las cargas parciales:



Observamos que hay una distancia de separación entre el centro de cargas positivas (+) y negativas (-), generándose un pequeño dipolo.

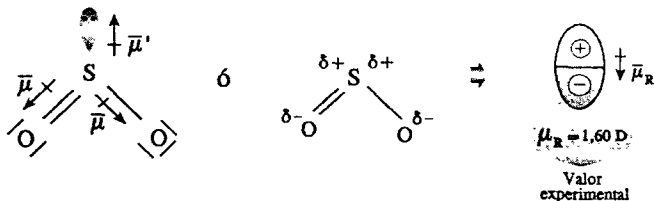
Ejemplo 2

Recordemos que la molécula de amoníaco (NH_3) es piramidal. Analizando momentos dipolares y cargas parciales tenemos:

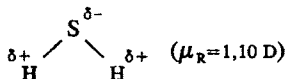


Ejemplo 3

La molécula de dióxido de azufre (SO_2) es angular. Analizando los momentos dipolares y cargas parciales tenemos:



Otros ejemplos:



A mayor " μ_R " es mayor la polaridad de la molécula

De los ejemplos citados podemos comparar sus polaridades según su " μ_R "

Polaridad: $\text{HF} > \text{H}_2\text{O} > \text{SO}_2 > \text{NH}_3 > \text{H}_2\text{S} > \text{HCl}$

El agua es un excelente disolvente de sustancias polares e iónicas (se consideran sustancias químicas con polaridad extrema); cuanto más polar sea la sustancia tendrá mayor solubilidad (será más soluble) en agua. Entonces la solubilidad en agua:

$\text{HF} > \text{SO}_2 > \text{NH}_3 > \text{H}_2\text{S} > \text{HCl}$.

¿Hay alguna regla práctica para reconocer una molécula polar?

Sí, la molécula debe ser heteroatómica (formada por átomos diferentes) y el átomo central debe poseer uno o más pares solitarios (pares no enlazantes) y si no hay pares solitarios debe sostener átomos diferentes.

Compruebe usted esta regla en los ejemplos citados anteriormente y en los ejemplos que se indican en la siguiente tabla.

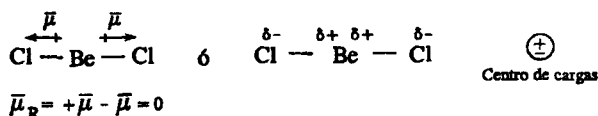
Tabla 8.1 Momento dipolar de algunas moléculas sencillas, expresadas en Debye (D).

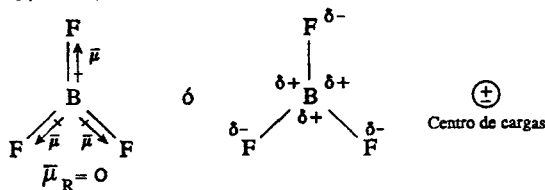
Fórmula	μ_R (D)	Fórmula	μ_R (D)
H_2	0	CH_4	0
Cl_2	0	CH_3Cl	1,87
HF	1,91	CH_2Cl_2	1,55
HCl	1,08	CHCl_3	1,02
HBr	0,80	CCl_4	0
HI	0,42	NH_3	1,46
BF_3	0	NF_3	0,23
CO_2	0	H_2O	1,84
CO	0,11	H_2S	1,10
SO_2	1,60	HCN	2,98
O_3	0,52	PH_3	0,55

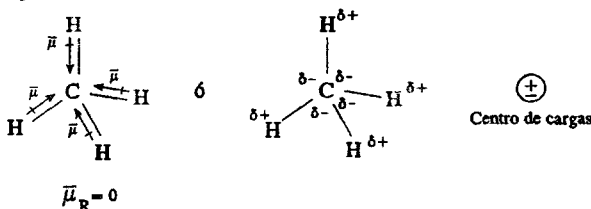
Moléculas apolares ($\mu_R = 0$)

Es evidente que deben poseer propiedades opuestas a las moléculas polares, por lo tanto, son simétricas (poseen simetría en torno al átomo central); debido a ello, el centro de cargas positivas y negativas coinciden en un punto, neutralizándose recíprocamente, entonces la molécula no es un dipolo ($\mu_R = 0$).

Ejemplo 1

 El cloruro de berilio, BeCl_2 es lineal

Ejemplo 2

 El trifluoruro de boro, BF_3 posee geometría trigonal plana.

Ejemplo 3

 El metano, CH_4 posee geometría tetraédrica.


Otros ejemplos:

 AlCl_3 , CCl_4 , CS_2 , moléculas homoatómicas simétricas (H_2 , O_2 , N_2 , P_4 , S_8 , etc.).

¿Hay alguna regla práctica para reconocer una molécula apolar?

Si, las moléculas heteroatómicas cuyo átomo central sostiene átomos idénticos y no posee par solitario serán apolares. También las moléculas homoatómicas simétricas son apolares.

 Si la molécula homoatómica es asimétrica, es polar. Por ejemplo, la molécula de ozono (O_3), que es homoatómica, tiene geometría angular, entonces es polar; posee $\mu_R = 0,52 \text{ D}$, debido al efecto de los pares solitarios.

 Un disolvente apolar disolverá cualquier sustancia apolar. Por ejemplo el tetracloruro de carbono CCl_4 , es un buen disolvente de sustancias apolares como las grasas, aceites, hidrocarburos (compuestos formados por hidrógeno y carbono), I_2 , CS_2 , N_2 , CO_2 , etc.

CONCLUSIÓN

Sólo lo semejante disuelve lo semejante

 El agua, ¿podrá disolver al CCl_4 , CS_2 , grasas, aceites o los hidrocarburos como kerosene y gasolina? No, porque el agua es polar y el CCl_4 , CS_2 , grasas, aceites, kerosene y gasolina son apolares.

ENLACES INTERMOLECULARES

Cuando las sustancias se encuentran en estado líquido o sólido, las moléculas que las forman se encuentran a distancias muy cortas entre sí, en estas condiciones se presentan fuerzas de atracción molecular o enlaces intermoleculares cuya intensidad depende del tipo de moléculas, es decir si son polares o



La existencia de estados condensados de la materia: líquido y sólido, es una prueba inequívoca de que existen enlaces intermoleculares. En un sólido estas fuerzas son más intensas por lo que es rígido, y posee forma y volumen definido.

apolares. A partir de este tipo de interacciones se puede explicar la variación de las propiedades de los líquidos como el punto de ebullición, presión de vapor, viscosidad y calor de vaporización. Así como también se relacionan en forma directa con algunas propiedades de los sólidos como el punto de fusión y el calor de fusión. Los enlaces intermoleculares constituyen las interacciones entre partículas individuales de una sustancia, estos enlaces son más débiles que los enlaces interatómicos o enlaces covalentes que existen dentro de cada molécula.

Algunas observaciones experimentales refuerzan el concepto anterior, por ejemplo se necesita alrededor de 41 kilojoule de energía para convertir 1 mol-gramo de agua líquida en vapor de agua a 100°C, esto refleja la intensidad de los enlaces intermoleculares en el agua que son principalmente enlaces puente de hidrógeno.

En cambio, es más alta la energía necesaria para descomponer 1 mol-gramo de vapor de agua en átomos de H y O que es de 920 kilojoule, esto es para disociar los enlaces covalentes H - O (o enlaces intramoleculares o interatómicos) en el interior de las moléculas de agua.

No existirían las sustancias en estado líquido y sólido, si no es por la presencia de enlaces intermoleculares. Se puede comprobar analizando datos experimentales que la variación en los puntos de fusión es similar a la variación en los puntos de ebullición, lo cual significa que en ambos casos están presentes los mismos enlaces intermoleculares, pero con más intensidad al estado sólido.

A continuación tratamos cada uno de los enlaces intermoleculares con detalle.

ENLACE DIPOLO-DIPOLO (D-D)

Consiste en una fuerza de atracción eléctrica entre los polos opuestos de moléculas polares. En comparación con la fuerza de atracción electrostática entre 2 iones de signo contrario (enlace iónico) que varía en relación directa a $1/d^2$, el enlace dipolo-dipolo varía en relación a $1/d^4$, lo cual significa que es más débil y se manifiesta con mayor intensidad a distancias muy cortas.

A diferencia del enlace iónico, en el enlace dipolo-dipolo los signos (+) y (-) representan sólo "cargas parciales" debido a un momento dipolar resultante en cada molécula.

Generalmente, la energía requerida para disociar los enlaces dipolo-dipolo es alrededor de 4 kilojoule por 1 mol de enlaces, en cambio la energía requerida para disociar enlaces iónicos o enlaces covalentes es más de 400 kilojoule por mol de enlaces, es decir que el enlace iónico es mucho más intenso que el enlace dipolo-dipolo y es por ello que las sustancias que poseen el enlace dipolo-dipolo son más volátiles que los compuestos iónicos como LiF(s).

En química orgánica, los enlaces dipolo-dipolo se presentan en muchas sustancias como por ejemplo en la acetona, $\text{CH}_3 - \text{C}(\text{O}) - \text{CH}_3$ (líquido que es buen disolvente de pinturas, lacas, barnices, etc)



y el propanal, $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C}(\text{O}) - \text{H}$, siendo más intensa la atracción dipolo-dipolo en la acetona lo



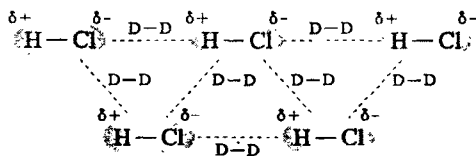
cual se comprueba por su mayor temperatura de ebullición (56°C). Esto se explica porque el grupo

$-\text{C}(\text{O})-$ de las cetonas tiene mayor polaridad que el grupo $-\text{C}(\text{O})-\text{H}$ de los aldehídos.



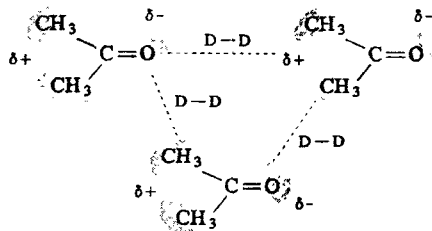
La temperatura de ebullición es proporcional a la intensidad de las fuerzas intermoleculares.

Figura 8.4 El enlace dipolo-dipolo (D-D) entre moléculas polares del cloruro de hidrógeno. Se observa que las moléculas se ordenan para lograr la mayor cantidad de atracciones acercando sus polos de signos contrarios y buscando reducir las repulsiones que se presentan en sus polos de igual signo



Punto de ebullición = -85°C

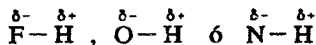
Figura 8.5 Enlace dipolo-dipolo entre moléculas polares acetona. Estas atracciones intermoleculares más intensas debido a la alta polaridad del grupo carbonilo cetona ($-\text{CO}-$) permiten explicar el punto de ebullición moderadamente alto de la acetona en comparación a otros compuestos orgánicos como los aldehídos y éteres que son de baja polaridad.



Punto de ebullición = 56°C

ENLACE PUENTE DE HIDRÓGENO (E.P.H.)

Los enlaces puente de hidrógeno no constituyen un tipo de enlace nuevo, sino un caso especial de enlaces dipolo-dipolo muy fuertes. Los enlaces puente de hidrógeno se forman entre las moléculas polares que contienen H unido a cualquiera de los 3 elementos pequeños (del segundo período de la tabla) de alta electronegatividad que son F, O y N, es decir, las moléculas que se atraen por enlaces puente de hidrógeno presentan enlaces interatómicos de alta polaridad:



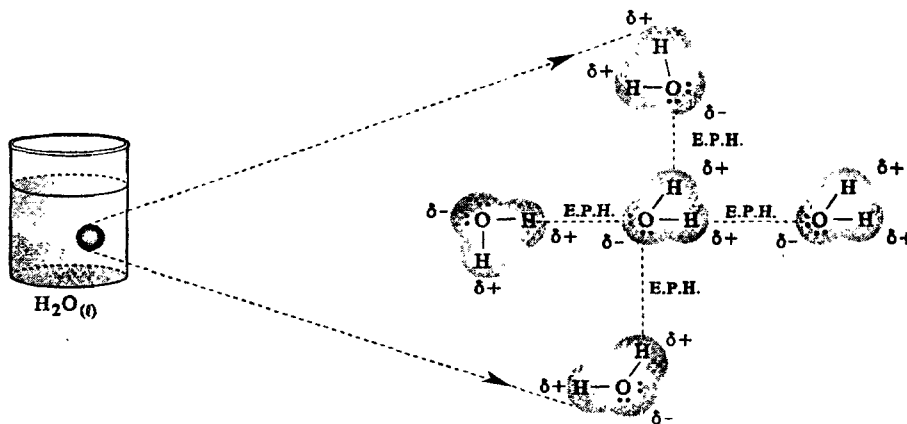
El enlace puente de hidrógeno consiste en una fuerza eléctrica de atracción entre un "par electrónico solitario" de un átomo de F, O o N (δ^-) y el núcleo de un átomo de H prácticamente libre de electrones (δ^+) que actúa como un protón aislado, por lo tanto es una fuerza muy intensa, por ello el enlace puente de hidrógeno es el enlace intermolecular más fuerte.

En fluoruro de hidrógeno (HF) líquido, tenemos:



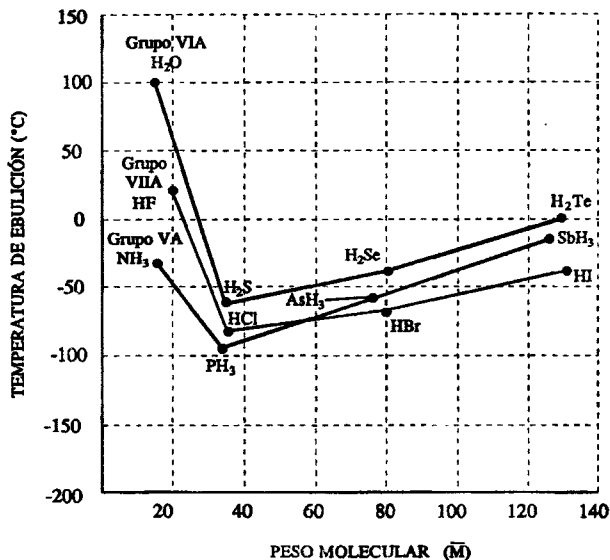
Como dimero (H_2F_2), la molécula es más estable.

Figura 8.6 Enlaces puente de hidrógeno entre las moléculas de H_2O al estado líquido. Se observa que cada molécula de H_2O forma 4 enlaces puente de hidrógeno con moléculas adyacentes.



Debido al enlace puente de hidrógeno, los "líquidos asociados" (así se denomina a las sustancias que presentan este tipo de enlaces) como el agua H_2O , el alcohol etílico $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ y el amoníaco NH_3 poseen puntos de ebullición excepcionalmente altos en comparación con otras sustancias polares que pertenecen a una misma función, lo que confirma experimentalmente que el E.P.H. es el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.

Figura 8.7 En la gráfica se muestra la variación de los puntos de ebullición en los hidruros de los grupos VA, VIA y VIIA. Se observa que el amoníaco NH_3 , el fluoruro de hidrógeno HF y el H_2O de cada grupo respectivamente poseen los puntos de ebullición más altos debido a que son los únicos de la familia o grupo que poseen enlace puente de hidrógeno. En los demás integrantes de la familia o grupo, la temperatura de ebullición varía en forma directamente proporcional al peso molecular (\bar{M}).



Un comportamiento singular del agua al estado sólido, permite responder a la pregunta típica,

¿Por qué el hielo flota en el agua líquida?

Lo que sucede es que el agua al enfriarse y llegar a 0°C (punto de solidificación o cristalización) adquiere en el estado sólido una estructura hexagonal porosa, es decir, 6 moléculas de H_2O se atraen por enlaces puente de hidrógeno y se sitúan en los vértices de un hexágono dejando al centro grandes espacios vacíos, razón por la cual el volumen del hielo es mayor que el volumen de agua líquida (por ello una botella de vidrio llena de bebida se rompe cuando su contenido se congela totalmente), por lo tanto la densidad del hielo es menor que la del agua líquida, razón por la cual flota sobre éste.

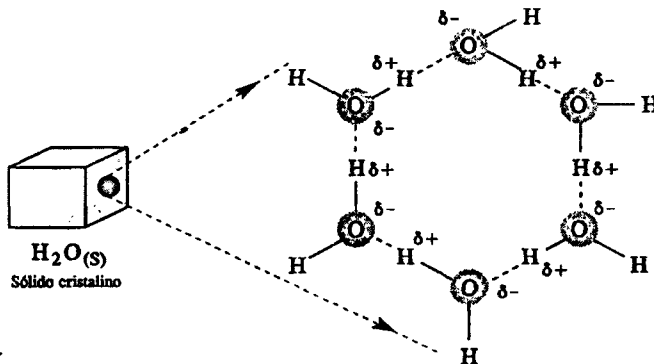
La densidad se define así:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

$\left\{ \begin{array}{l} \text{mayor volumen} \Rightarrow \text{menor densidad} \\ \text{menor volumen} \Rightarrow \text{mayor densidad} \end{array} \right.$

Los valores conocidos para la densidad del hielo y del agua líquida que confirman los conceptos planteados son: 0,92 g/mL y 1 g/mL respectivamente.

Figura 8.8 La estructura del hielo. Se observa la distribución hexagonal de las moléculas de H_2O (dispuestas en los vértices de un hexágono) y atraídas entre sí por enlaces puente de hidrógeno, quedando espacios vacíos al centro, de esta forma el hielo posee mayor volumen y menor densidad que el H_2O líquida.

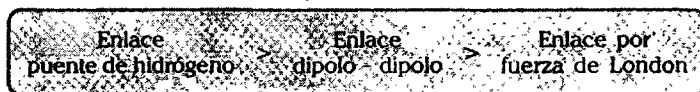


En química orgánica, los alcoholes son compuestos con punto de ebullición alto, por ejemplo el alcohol etílico C_2H_5OH hierve a $78,9^\circ C$, sin embargo, los ácidos carboxílicos como el ácido acético CH_3COOH (hierve a $118^\circ C$) poseen puntos de ebullición más altos, a pesar que los dos poseen E.P.H., esto se explica porque en CH_3COOH hay mayor número de E.P.H. (5 E.P.H por molécula) mientras que en C_2H_5OH sólo hay 3 “E.P.H” por molécula. Además, en CH_3COOH hay mayor fuerza de London, por su mayor peso molecular, que en C_2H_5OH . Las fuerzas de London están presentes también en las moléculas polares.

ENLACE MEDIANTE FUERZAS DE LONDON (F.L.)

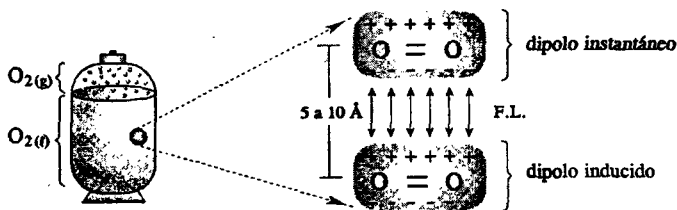
Se denominan así en honor al físico-químico alemán Fritz London (1930), también son denominadas fuerzas de dispersión; antiguamente se les llamaba también fuerzas de Van der Waals. Actualmente, **fuerzas de Van der Waals** involucra a todas las interacciones o fuerzas intermoleculares.

La fuerza de London consiste en una fuerza de atracción eléctrica muy débil entre dipolos no permanentes, es decir entre un dipolo instantáneo y un dipolo inducido correspondientes a 2 moléculas que se encuentran a distancia de 5 a 10 \AA entre sí, es decir, que se manifiestan a distancias muy cortas y su magnitud varía en relación directa a $1/d^7$, lo cual significa que son más débiles que los enlaces dipolo-dipolo (con relación $1/d^4$), por lo que podemos establecer el siguiente orden respecto a la intensidad de las fuerzas intermoleculares.



Las fuerzas de London o de dispersión están presentes en todo tipo de moléculas (apolares y polares) cuando las sustancias se encuentran en estado sólido o líquido. En moléculas apolares las fuerzas de London son las únicas atracciones intermoleculares que existen, debido a ello se puede explicar la licuación de sustancias gaseosas como el metano (CH_4), dióxido de carbono (CO_2), dióxido de azufre (SO_2), oxígeno (O_2), nitrógeno (N_2), hidrógeno (H_2), etc. a temperaturas muy bajas y presiones altas, ya que a estas condiciones surgen las fuerzas de London.

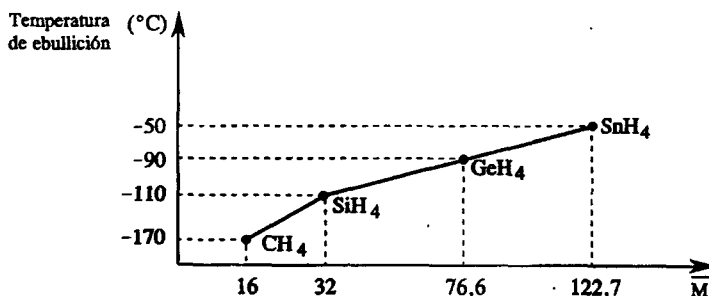
Figura 8.9 En una muestra de O_2 líquido, la cercanía entre una y otra molécula produce la formación de dipolos instantáneos y éstos generan dipolos inducidos, luego surgen las fuerzas de atracción débil entre los polos opuestos que se llaman fuerzas de London (F.L.).



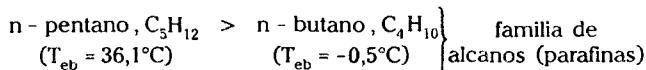
En ausencia de enlaces puente de hidrógeno, los puntos de ebullición de los hidruros semejantes como: CH_4 , SiH_4 , GeH_4 y SnH_4 , se incrementa con bastante regularidad al aumentar el peso molecular, esto se explica por la mayor intensidad de las fuerzas de London en las moléculas de mayor tamaño y este concepto también se cumple en el caso de moléculas polares, que no poseen enlace puente de hidrógeno. Así por ejemplo la secuencia en el incremento del punto de ebullición en el grupo VIIA es: $\text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$ y en el grupo VIA es: $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{Te}$.

La fuerza de London es directamente proporcional al peso molecular, superficie de contacto y número de electrones de valencia no enlazantes (electrones polarizables).

Figura 8.10 Puntos de ebullición de los hidruros del grupo IVA. Se observa un incremento de estos valores conforme aumenta el peso molecular, lo que confirma que la fuerza de London aumenta con el peso molecular (\bar{M}).



En química orgánica, debido al incremento de las fuerzas de London (F.L) con el peso molecular, el punto de ebullición aumenta cuando se incrementa el número de carbonos en la molécula. Por ejemplo, en los hidrocarburos parafínicos tenemos:



Por otro lado, si los hidrocarburos son isómeros, es decir que tienen la misma fórmula molecular y por lo tanto el mismo peso molecular, pero son diferentes en sus estructuras y propiedades, entonces el que posee más ramificaciones presenta menor fuerza de atracción de London (F.L) porque tiene menor superficie de contacto y su punto de ebullición es menor, así:

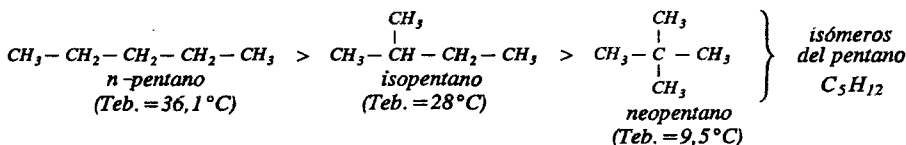


Tabla 8.2 Se muestra la influencia de la fuerza de atracción de London (F.L) en la energía total por enlaces intermoleculares en unidades de kilojoule por mol (kJ/mol) en algunas sustancias.

Moléculas	Energía total por enlaces intermoleculares	Energía por fuerzas de London	Energía por enlaces dipolo-dipolo
H ₂ O	47	10,9	36
NH ₃	29	16,3	13
HCl	21	17,8	3,3
CO ₂	8,7	8,7	0

Se observa una contribución de los enlaces por fuerzas de London en todas las moléculas. En el caso del H₂O y del NH₃ los enlaces dipolo-dipolo están constituidos por enlaces puente de hidrógeno.

ENLACE METÁLICO

Sabemos todos que los metales poseen brillo, alta resistencia mecánica, son buenos conductores eléctricos y caloríficos, dúctiles (conversión a hilos), maleables (conversión a láminas), relativamente de alta densidad y dureza, etc.

Los compuestos iónicos y covalentes **¿poseen estas propiedades?**

Evidentemente que no, por ejemplo los sólidos iónicos son quebradizos y malos conductores; los covalentes son opacos, de baja resistencia mecánica y malos conductores.

Entonces, en los metales ¿no hay enlace iónico ni enlace covalente?

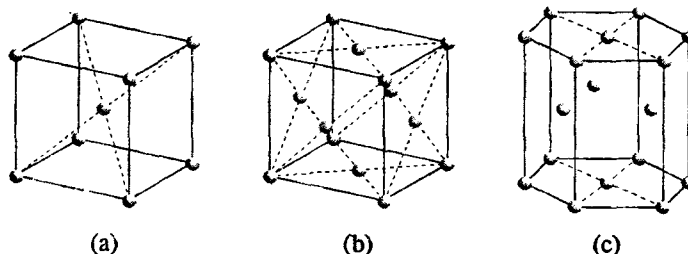
No, existe un tipo de enlace muy especial llamado **enlace metálico**.

Existen dos modelos que inventaron los científicos para explicar el enlace en los metales: el modelo de **"gas electrónico"** y el **modelo de bandas**, este último se fundamenta en la mecánica cuántica (se trata en química superior).

Antes de abordar el enlace metálico según el modelo de "gas electrónico", se debe tener en cuenta que los metales son **sólidos cristalinos** (los átomos metálicos se encuentran ordenados en el espacio tridimensional según un patrón de distribución llamada **celda unitaria**, de forma cúbica y hexagonal compacto principalmente) con formas geométricas definidas.

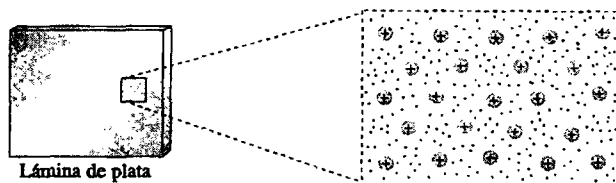
Figura 8.11. Celdas unitarias de sodio, bario y aluminio, respectivamente:

(a) Cúbica de cuerpo centrado (cc) (b) Cúbica de caras centradas (ccc) (c) Hexagonal de empaque compacto



Modelo del gas electrónico. Según este modelo, los electrones de valencia se desprenden de sus átomos y quedan libres para moverse y desplazarse por toda la red cristalina en forma caótica o al azar formando así un "mar de electrones", o "gas electrónico" que envuelve a los cationes metálicos (los átomos metálicos, al perder sus electrones de valencia quedan cargados positivamente) surgiendo así una gran fuerza eléctrica de atracción entre los cationes y el "mar de electrones", que es la responsable de que los metales tengan en general alta resistencia mecánica.

Figura 8.12 Los cationes metálicos ordenados y cohesionados debido a la interacción con el "mar de electrones" según el modelo del "gas electrónico". Las esferas representan a los cationes metálicos y los puntos a los electrones móviles que forman el "mar de electrones".



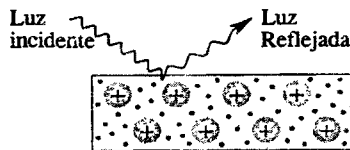
Este modelo logra explicar de manera simple la gran mayoría de las propiedades de los metales, así por ejemplo, la movilidad de los electrones deslocalizados o electrones móviles son los responsables de la alta conductividad eléctrica y calorífica; el lustre o brillo metálico se explica debido a que los electrones móviles interactúan fácilmente con los fotones incidentes de la luz y éstos son reflejados, que finalmente impresionan nuestra retina.

Figura 8.13 Propiedades metálicas

a) Los metales conducen la corriente eléctrica debido a la gran movilidad de los electrones libres.



b) Los metales brillan debido a que la luz es reflejada por interacción del fotón con electrones libres.



La maleabilidad y ductilidad de los metales se logra mediante la acción de fuerzas externas o tensión mecánica; esto se explica de la siguiente manera: todos los iones metálicos son idénticos y se encuentran dentro de un "mar de electrones" y cuando se aplica una tensión mecánica solamente hay un cambio de posición de los iones sin alteración del tipo de cristal metálico ni las fuerzas de interacciones (enlace metálico).

Figura 8.14 Cuando el metal se distorsiona, por ejemplo, cuando se lamina o se forman alambres, el medio circundante de los átomos metálicos permanece esencialmente sin cambio. Esto explica porque las láminas metálicas y los alambres permanecen intactos.

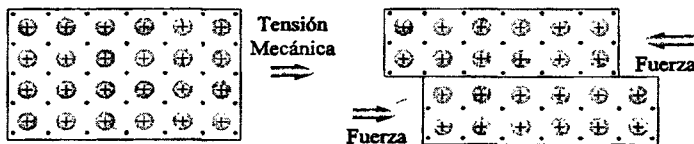
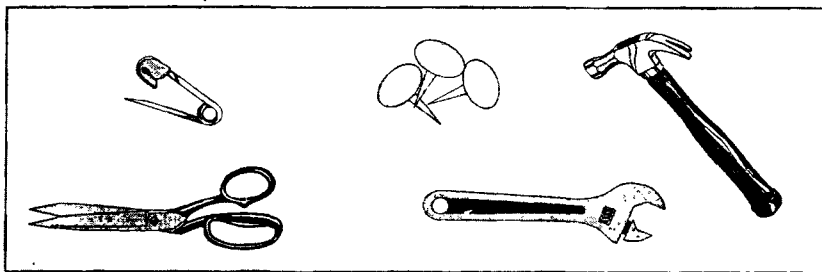


Figura 8.15 Debido a su maleabilidad y ductilidad, los metales pueden adoptar muchas formas útiles que tienen múltiples aplicaciones.



PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Establezca la relación correcta entre el tipo de hibridación y la geometría molecular correspondiente.

- | | |
|---------------|----------------|
| I. sp^2 | a. Tetraédrica |
| II. sp | b. Octaédrica |
| III. sp^3 | c. Triangular |
| IV. sp^3d^2 | d. Lineal |

Resolución:

Teniendo en cuenta los tipos de hibridación estudiados (mezcla de orbitales atómicos s, p y d) y sus geometrías correspondientes, lo correcto es:

- I-c (3 orbitales híbridos sp^2 separados 120°)
 II-d (2 orbitales híbridos sp separados 180°)
 III-a (4 orbitales híbridos sp^3 separados $109,5^\circ$)
 IV-b (6 orbitales híbridos sp^3d^2 separados 90°)

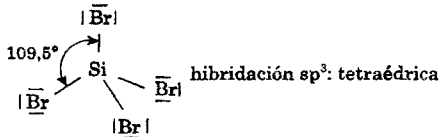
Problema 2

¿Cuál de las siguientes especies no presenta geometría molecular tetraédrica?

- A) $SiBr_4$ B) NF_4^+ C) SF_4
 D) $AlCl_3$ E) BF_3

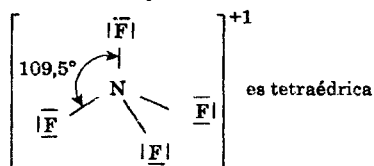
Resolución:

A) Realizamos primero la notación de Lewis y en base a las reglas prácticas hallamos la geometría molecular

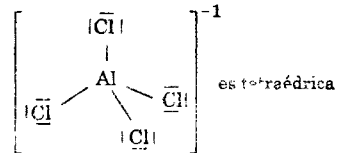


tetrabromuro de silicio

B) La carga positiva indica que el N ha perdido un electrón (del orbital lleno) por lo cual posee 4 electrones desapareados donde forma enlaces covalentes normales, previa hibridación en sp^3 .



- C) El azufre posee en su estado normal sólo dos orbitales desapareados; para formar cuatro enlaces covalentes es necesario realizar una hibridación tipo sp^3d y, como queda un par solitario, la geometría molecular es de un tetraedro deformado.
- D) El aluminio posee 3 electrones de valencia con la que forma 3 enlaces covalentes normales, para llegar al octeto acepta un par electrónico del ión cloruro Cl^- .



- E) En forma análoga al $AlCl_4^-$ el B acepta un par electrónico del ión fluoruro F^- , entonces el $(BF_4)^-$ es tetraédrica.

Rpta: C

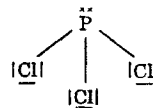
Problema 3

Marque la relación incorrecta acerca de las moléculas y su geometría

- A) H_2S : angular B) $ZnCl_2$: lineal
 C) SiH_4 : tetraédrica
 D) PCl_3 : triangular E) XeF_4 : planar cuadrada

Resolución:

La molécula del tricloruro de fósforo PCl_3 , según notación de Lewis posee 3 enlaces y un par electrónico libre, por lo cual su geometría es piramidal.



Rpta: D

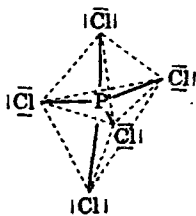
Problema 4

Una de las siguientes moléculas no es polar.

- A) F_2O B) NO_2 C) NF_3
 D) PCl_5 E) H_2O

Resolución:

Teniendo en cuenta la regla general de que sólo las moléculas simétricas no son polares, el PCl_5 (posee geometría bipiramidal trigonal), pentacloruro de fósforo es apolar ($\mu_R = 0$)



Rpta: D

Problema 5

Respecto a la polaridad, apolaridad y solubilidad de las sustancias químicas ¿qué proposiciones son incorrectas?

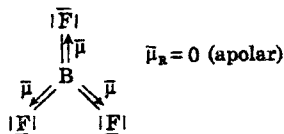
- I. El H_2O disuelve a la sacarosa y al alcohol etílico porque estos últimos son polares.
- II. El H_2O no disuelve a los aceites, porque éstos son apolares.
- III. Si una molécula posee enlaces polares, entonces habrá siempre un momento dipolar resultante diferente de cero.
- IV. Si una molécula posee enlaces no polares entonces en ningún caso será polar.

Resolución:

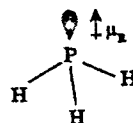
Las proposiciones I y II son correctas de acuerdo a la regla de que "lo semejante se disuelve con su semejante". III y IV son incorrectas porque la polaridad de una molécula depende de su geometría molecular y el efecto de los pares solitarios.

Ejemplo:

Trifluoruro de boro (BF_3) posee 3 enlaces polares, pero el momento dipolar resultante es cero porque su geometría es trigonal plana.



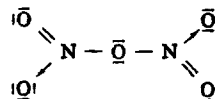
La fosfina PH_3 , posee 3 enlaces no polares, pero el momento dipolar resultante es mayor que cero ($\mu_R = 0,55 D$), es decir, la molécula es polar por efecto del par solitario.



Rpta: III y IV

Problema 6

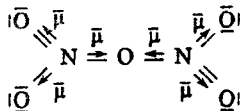
Para la siguiente estructura del pentóxido de dinitrógeno, N_2O_5 , indicar la proposición incorrecta:



- A) Presenta 6 enlaces covalentes polares.
- B) Cada átomo de nitrógeno se ubica al centro de un triángulo equilátero.
- C) Cada átomo de nitrógeno posee hibridación sp^2 .
- D) La molécula posee momento dipolar resultante nulo.
- E) El $N_2O_{5(g)}$ se disuelve en el agua.

Resolución:

Dibujamos los vectores momento dipolar ($\vec{\mu}$) para cada uno de los enlaces polares N-O y N=O



Se observa que es una molécula simétrica, por lo tanto, es apolar ($\mu_R = 0$) y no se disolverá en agua.

Rpta: E

Problema 7

¿Cuál de las siguientes sustancias no posee enlace metálico?.

- A) Cobre electrolítico B) Bronce D) Latón
 D) Diamante E) Sodio

Resolución:

El enlace metálico se presenta en todos los metales y sus aleaciones: Cu, Na, bronce (aleación de Cu y Sn), latón (aleación de Cu y Zn), etc.

El diamante es carbono puro (no metal) y sólo posee enlaces covalentes C - C.

Rpta: D

Problema 8

¿Qué propiedad no corresponde a las sustancias que poseen enlace metálico?

- A) Todas poseen altos puntos de fusión
 B) Buenas conductoras de electricidad
 C) Presentan maleabilidad y ductibilidad
 D) Presentan gran conductividad térmica
 E) Presentan brillo característico

Resolución:

Según la teoría del enlace metálico, con el modelo de "gas electrónico" se logra explicar la gran mayoría de las propiedades de los metales y sus aleaciones.

La temperatura de fusión depende de la intensidad del enlace metálico y el tipo de cristal metálico, por lo tanto, no todos los metales poseen altos puntos de fusión, así por ejemplo los metales del grupo IA y IIA poseen bajos puntos de fusión.

Rpta: A

Problema 9

¿Cuál de los enlaces químicos no corresponde a enlace intermolecular?

- A) Dipolo - dipolo
 B) Fuerzas de London
 C) Enlace puente-hidrógeno
 D) Enlace metálico
 E) Fuerzas de van der Waals

Resolución:

Los enlaces intermoleculares se dividen en 2 grupos grandes:

- I. Dipolo - dipolo, para moléculas polares, siendo el más intenso el enlace puente-hidrógeno.
- II. Fuerzas de dispersión o de London, atracción entre dipolos inducidos generados en moléculas apolares a distancias muy cortas.

Modernamente las fuerzas de van der Waals incluyen a todos los tipos de enlaces intermoleculares.

Rpta: D

Problema 10

¿Qué sustancias poseen atracciones moleculares dipolo-dipolo pero no enlaces puente de hidrógeno?

- A) CH_4 ; BF_3 B) BeCl_2 ; CCl_4
 C) HCHO ; CH_3COCH_3
 D) HBr ; AlCl_3 E) HCl ; SO_3

Resolución:

Analizando alternativas:

- A) El metano CH_4 es tetraédrico y el trifluoruro de boro es trigonal planar, como son simétricas son moléculas apolares y presentan sólo atracciones de London.

Problema 13

¿A qué se debe que el hielo flota en el agua líquida?

- A) Debido a su mayor densidad
- B) Porque posee enlaces dativos
- C) Por su estructura hexagonal porosa
- D) Por las atracciones de London
- E) Debido a su estructura cúbica compacta

Resolución:

El agua sólida o hielo posee mayor volumen que el agua líquida, por lo tanto, tiene menor densidad. Este hecho se debe a la estructura hexagonal porosa o hueca del hielo.

Rpta: C

Problema 14

Señale aquella característica que no corresponden a las atracciones moleculares de London

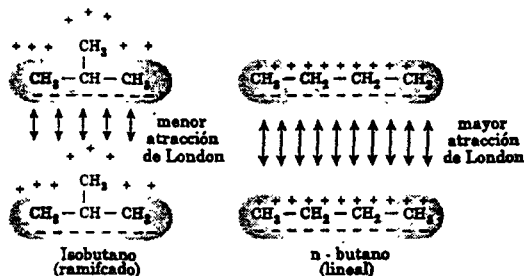
- A) Se produce a distancias intermoleculares muy cortas.
- B) Consiste en la atracción de dipolos permanentes que las sustancias forman.
- C) Su magnitud es directamente proporcional al peso molecular de las sustancias.
- D) Estas fuerzas de dispersión permiten explicar la existencia de gases licuados como $O_2(g)$, $C_3H_8(g)$, $CO_2(g)$, etc.
- E) En hidrocarburos, el isómero ramificado posee menor atracción de London que el isómero lineal.

Resolución:

Las atracciones moleculares de London se presentan en moléculas apolares, que a distancias muy cortas entre sí forman dipolos temporales inducidos que se atraen débilmente, pero cuya magnitud puede aumentar con el peso molecular de la sustancia.

Debido a las fuerzas de London se puede licuar todos los gases a temperaturas bajas y presiones altas.

En hidrocarburos como el isobutano y el n-butano, el primero es ramificado y posee menor fuerza de London.



La magnitud o intensidad de la fuerza de London depende directamente de la superficie de contacto de los dipolos inducidos, razón por la cual en el isobutano hay menor atracción de London (por su menor superficie de contacto) y en el n-butano hay mayor atracción de London por su mayor superficie de contacto.

Rpta: B

Problema 15

Indique el orden decreciente de la intensidad de los enlaces intermoleculares:

- Enlace dipolo - dipolo (I)
- Fuerza de London (II)
- Enlace puente de hidrógeno (III)

Resolución:

El enlace puente de hidrógeno es la más fuerte y la fuerza de London generalmente, el más débil.

Rpta: III > I > II

Problema 16

Indique en cuáles de los siguientes compuestos el átomo de azufre presenta hibridación sp^2 .

- I. Dióxido de azufre SO_2
- II. Trióxido de azufre SO_3
- III. Ion tiosulfato $(S_2O_3)^{2-}$
- IV. Difluoruro de azufre SF_2
- V. Ion sulfato $(SO_4)^{2-}$

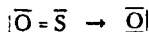
Resolución:

Como una regla práctica para hallar el tipo de hibridación que realiza el átomo central, lo haremos de acuerdo al número de pares electrónicos que lo rodean (el enlace doble o triple se considera como un par electrónico), según el siguiente cuadro.

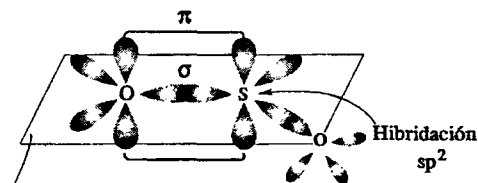
Hibridación	Número de pares electrónicos alrededor del átomo central
sp	2
sp ²	3
sp ³	4
sp ³ d	5
sp ³ d ²	6

Ahora analicemos los compuestos dados:

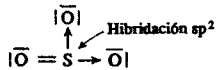
I. Para el SO₂ la estructura de Lewis simplificada es:



Observamos que el azufre posee un equivalente de 3 pares electrónicos que lo rodean (el enlace doble se considera como 1 par electrónico) luego la hibridación es sp², el diagrama de sus orbitales híbridos y enlaces es:

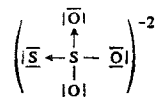


II. Para el SO₃, la estructura de Lewis simplificada es:



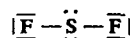
En este caso el átomo de azufre también se rodea de 3 pares electrónicos, por lo que su hibridación es sp².

III. Para el ion tiosulfato (S₂O₃)²⁻ la estructura de Lewis es:



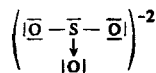
Se observa que el átomo central se rodea de 4 pares electrónicos, entonces la hibridación es sp³.

IV. Para el difluoruro de azufre SF₂ la estructura de Lewis es:



El azufre se rodea de 4 pares electrónicos, por lo que su hibridación es sp³.

V. Para el ion sulfito (SO₃)²⁻, la estructura de Lewis es:



El azufre se rodea de 4 pares electrónicos, por lo que su hibridación es sp³

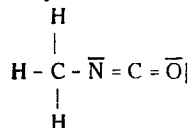
Rpta: I y II

Problema 17

En diciembre de 1984, una nube tóxica cubrió Bhopal, en la India, cuando en una fábrica, el agua ingresó a un tanque de metil isocianato y éste escapó a la atmósfera. ¿Qué tipos de hibridación poseen los átomos de C, N y O en la estructura del metil isocianato CH₃-N=C=O?

Resolución:

Completamos la estructura de Lewis del metil isocianato con los pares electrónicos libres:



Entonces se observa que el primer carbono hibrida en sp³ (4 pares electrónicos)

El átomo de nitrógeno hibrida en sp² (3 pares electrónicos).

El segundo carbono hibrida en sp (2 pares electrónicos).

El átomo de oxígeno hibrida en sp² (3 pares electrónicos).

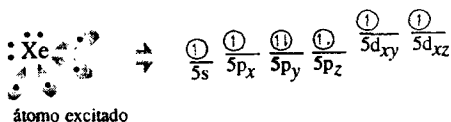
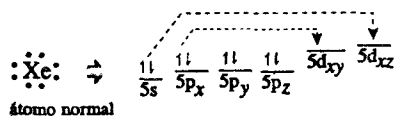
Problema 18

En 1963, el químico Neil Bartlett obtuvo los primeros compuestos de los gases nobles (que hasta entonces se pensaba que eran totalmente inertes). Uno de estos compuestos es el XeOF_4 . Indique la hibridación que realiza el Xe y su geometría molecular considerando al Xe como átomo central.

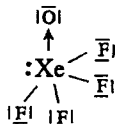
Dato: el Xe pertenece al quinto período.

Resolución:

- I. Para que el átomo de un gas noble forme 2 ó más enlaces debe pasar al estado excitado y luego hibridizarse.

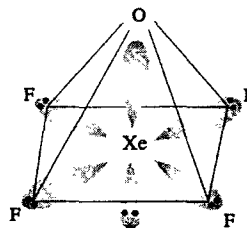


Todos estos orbitales deben hibridizarse para generar así 6 orbitales híbridos sp^3d^2 . La fórmula Lewis simplificada es



- II. Con respecto a su geometría molecular, se sabe que, si el átomo central presenta 6 pares electrónicos compartidos (6 enlaces), su geometría debe ser octaédrica; pero hay 1 par electrónico libre o solitario y, por el modelo de R.P.E.C.V, éste ejerce repulsión hacia los pares electrónicos compartidos.

Por lo tanto su geometría molecular es de **piramidal cuadrada**.


Problema 19

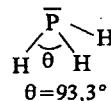
¿Cuál de las siguientes moléculas posee menor ángulo de enlace?

- A) PH_3 B) NH_3 C) GaCl_3
 D) Hg_2Cl_2 E) BeCl_4^{-2}

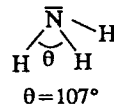
Resolución:

Tomaremos en cuenta las reglas prácticas de la geometría molecular:

- A) En este caso, el "P" que es el átomo central, posee 3 enlaces y un par electrónico libre por lo cual su geometría es:

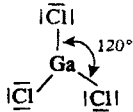


- B) En este caso el "N" que es el átomo central también forman 3 enlaces y posee un par solitario, luego la geometría es piramidal.

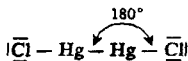


Este ángulo es mayor debido a que el "N" es más electronegativo que "P", por lo que hay mayor polaridad del enlace "N-H" y por lo tanto mayor repulsión de los pares electrónicos enlazantes, debido a ello se justifica el mayor ángulo de enlace.

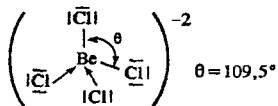
C) En el tricloruro de galio, el Ga, que es el átomo central, posee sólo 3 enlaces covalentes simples por lo cual su geometría es trigonal plana.



D) En el dicloruro de mercurio Hg_2Cl_2 , hay 2 centros que corresponden a los átomos de mercurio, cada uno de los cuales es divalente, es decir que cada átomo de mercurio sólo forma 2 enlaces covalentes por lo cual su geometría es lineal.



E) En el ión $(BeCl_4)^{2-}$, el Be, que es el átomo central, forma sólo 4 enlaces con el cloro, por lo que su geometría es tetraédrica.



Como se observa luego de analizar las geometrías de las moléculas indicadas, el menor ángulo de enlace se presenta en el PH_3 .

Rpta: A

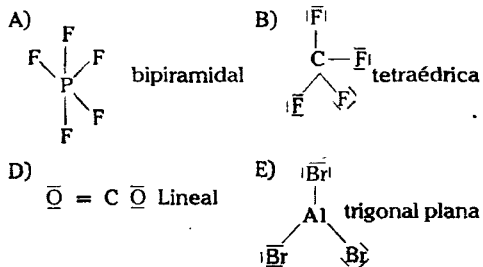
Problema 20

¿Cuál de los siguientes compuestos posee un momento dipolar mayor que cero?

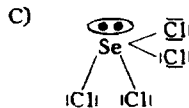
- A) PF_5 B) CF_4 C) $SeCl_4$
- D) CS_2 E) $AlBr_3$

Resolución:

Al analizar la polaridad de una molécula debemos recordar que las moléculas simétricas, es decir, de geometría lineal, trigonal plana, tetraédrica, bipiramidal, octaédrica, etc no son polares ($\mu_R = 0$), es el caso de:



Pero en el caso de:

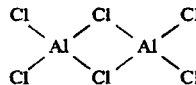


El "Se", que es átomo central, presenta un par electrónico libre, por lo que la molécula es asimétrica, entonces es polar ($\mu_R > 0$).

Rpta: C

Problema 21

El hexacloruro de dialuminio Al_2Cl_6 existe en fase gaseosa con la siguiente estructura de Lewis. Respecto a esto indique qué proposiciones son incorrectas:



- I. La molécula presenta enlaces polares, por lo que tendrá un momento dipolar resultante diferente de cero.
- II. La molécula presenta simetría, por lo que es apolar ($\mu_R = 0$)
- III. El hexacloruro de dialuminio Al_2Cl_6 es soluble en CCl_4 o CS_2

**Resolución:**

Dibujamos los vectores momento dipolar ($\vec{\mu}$) en cada uno de los enlaces polares Al-Cl.



Se observa que es una molécula simétrica, por lo que los vectores momento dipolar se anulan entre sí, entonces la molécula como un todo es apolar $\vec{\mu}_R = 0$.

Si la molécula es apolar, entonces se puede disolverse en CCl_4 y CS_2 , que también son apolares.

Rpta: I

Problema 22

Con respecto a los enlaces intermoleculares, ¿qué proposiciones son incorrectas?

- I. Las propiedades físicas de las sustancias sólidas y líquidas dependen fundamentalmente de los enlaces intermoleculares
- II. Si los gases como el metano CH_4 , el dióxido de carbono CO_2 , se pueden licuar a temperatura bajas es por la existencia de las fuerzas de atracción de London.
- III. Los ácidos como H_2SO_4 , HNO_3 y HClO_4 poseen enlaces dipolo-dipolo, pero no enlaces puente de hidrógeno

Resolución:

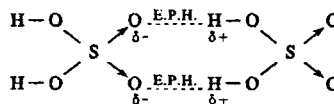
Analicemos cada proposición:

- I. Es verdadero, porque el punto de ebullición, el punto de fusión, la viscosidad, etc. son propiedades físicas de líquidos y sólidos cuya magnitud dependen principalmente de los enlaces intermoleculares.

- II. Es verdadero, porque las fuerzas de atracción de London son los únicos enlaces que se presentan en moléculas apolares de los gases como el CH_4 y CO_2 .

- III. Es falso, porque en los ácidos oxácidos se presenta el enlace H-O, lo cual significa que existen enlaces intermoleculares puente de hidrógeno (E.P.H).

Ejemplo: enlace puente de hidrógeno en el ácido sulfúrico.



Rpta: III

Problema 23

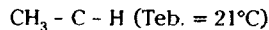
Ordene de mayor a menor punto de ebullición los siguientes compuestos.

- I. CH_3CHO
- II. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- III. C_4H_{10}
- IV. C_3H_8

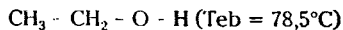
Resolución:

Analicemos las estructuras moleculares

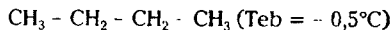
- I. Acetaldehído



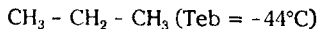
- II. Alcohol etílico



- III. n - butano



- IV. Propano



Observamos que en (II) hay un enlace O - H, lo que significa que presenta enlaces intermoleculares puente de hidrógeno.

En (I) la molécula es polar, por lo cual posee enlaces dipolo-dipolo. El (III) y (IV) son hidrocarburos, por lo tanto, son apolares y sólo presentan atracciones de London cuya magnitud aumenta cuando hay mayor número de átomos de carbono (con el aumento del peso molecular). Por lo tanto, el orden decreciente en el punto de ebullición es: II > I > III > IV.

Problema 24

Marque la relación incorrecta con respecto al punto de ebullición de la pareja de sustancias que se indican.

- A) $H_2Se > H_2S$
- B) $HBr > HCl$
- C) $CH_3CH_2CHO > CH_3 - CO - CH_3$
- D) $O_2 > N_2$
- E) $SO_2 < SO_3$

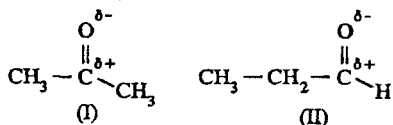
Resolución:

En (A) y (B) se presentan enlaces dipolo-dipolo, porque dichas moléculas son polares y se cumple que a mayor peso molecular (\bar{M}) mayor punto de ebullición.

$$\bar{M}_{H_2Se} (81) > \bar{M}_{H_2S} (34)$$

$$\bar{M}_{HBr} (81) > \bar{M}_{HCl} (36,5)$$

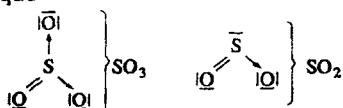
En (C), la afirmación planteada es falsa, puesto que la acetona (I)



es más polar que el propionaldehído (II), por lo tanto, la acetona posee mayor punto de ebullición.

En (D) el O_2 tiene mayor punto de ebullición que N_2 , porque tiene mayor peso molecular (mayor fuerza de London).

En (E), se comprueba mediante estructuras de Lewis que



el SO_3 es una molécula cuya geometría es trigonal plana, es simétrica y no tiene polaridad, entonces sólo posee atracciones de London muy intensa debido a su mayor peso molecular.

El SO_2 es una molécula angular, entonces es polar y posee enlaces dipolo-dipolo débil (además de atracciones de London, que siempre están presentes en todas las moléculas) luego el SO_2 posee menor punto de ebullición.

Rpta: C

Problema 25

Acerca de los metales y el enlace metálico no se puede afirmar que:

- I. En los metales predomina el sistema de cristalización cúbico y hexagonal compacto, por lo que, en general, los metales son muy densos.
- II. El enlace metálico se origina debido a la interacción electrostática entre los cationes metálicos y el "gas electrónico"
- III. El enlace metálico permite explicar la alta dureza y brillo característico en todos los metales.

Resolución:

Analicemos cada proposición

- I. Es verdadero, los metales en general poseen sistemas de cristalización de empaquetamiento cúbico y hexagonal compacto.
- II. Es verdadero, porque, según el modelo de "gas electrónico", el enlace metálico consiste en una fuerza electrostática de atracción entre los cationes metálicos y el "mar de electrones".
- III. Es falso, no todos los metales poseen alta dureza (pueden cortar o rayar a otros cuerpos). Hay algunos metales que son blandos como el plomo, los metales alcalinos, alcalinos térreos, etc.

La dureza tiene que ver con el tipo de cristalización y electrones de valencia principalmente. El brillo metálico sí se logra explicar fácilmente con el enlace metálico.

Rpta: III

PROBLEMAS PROPUESTOS

Indique la molécula polar. Se indica entre paréntesis su geometría molecular

- A) CHCl_3 (tetraédrica)
- B) BCl_3 (trigonal plana)
- C) BeCl_2 (lineal)
- D) SiH_4 (tetraédrica)
- E) CO_2 (lineal)

¿Qué proposiciones son incorrectas?

- I. Si una molécula es simétrica, implica que es apolar.
- II. El CCl_4 es un solvente polar
- III. Los hidruros comunes (tetratómicos) del grupo VA son de geometría piramidal.
- IV. Si una molécula no posee enlaces polares, entonces es apolar.

- A) I y II
- B) II y III
- C) I y IV
- D) II y IV
- E) III y IV

¿A qué se debe que la molécula PF_3Cl_2 posee momento dipolar cero?

- A) A su geometría tetraédrica
- B) A su geometría triangular
- C) A su geometría bipiramidal simétrica
- D) A que sus enlaces son apolares
- E) A su geometría planar cuadrado

La alta polaridad del agua se debe a:

- A) Sólo a sus 2 enlaces polares
- B) A la polaridad de sus electrones libres sumada a la alta polaridad de sus enlaces, en el mismo sentido.
- C) Sólo a la polaridad de sus electrones libres.
- D) A su geometría angular
- E) A su geometría lineal

¿Cuál de los siguientes iones no posee geometría trigonal plana?

- A) $(\text{SO}_3)^{-2}$
- B) $(\text{BO}_3)^{-3}$
- C) $(\text{SiO}_3)^{-2}$
- D) $(\text{CO}_3)^{-2}$
- E) $(\text{PO}_3)^{-3}$

6. ¿Quién posee mayor temperatura de ebullición?

- A) H_2
- B) N_2
- C) O_2
- D) Cl_2
- E) F_2

7. Indique las proposiciones correctas:

- I. El CH_3CHO posee enlaces puente de hidrógeno.
- II. La fosfina (PH_3) es un líquido asociado.
- III. El H_2O posee enlaces puente de hidrógeno

- A) Sólo I.
- B) Sólo II
- C) Sólo III
- D) I y II
- E) II y III

8. Una de las siguientes propiedades no corresponde a un líquido asociado.

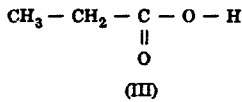
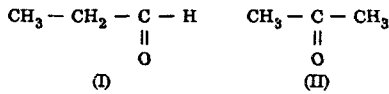
- A) Es soluble en H_2O
- B) Punto de ebullición alto
- C) Calor de vaporización muy grande
- D) Posee alta presión de vapor (muy volátil).
- E) No es soluble en aceite.

9. ¿Qué enunciados no cumplen con las características de los enlaces mediante las fuerzas de London?

- I. Aumentan su magnitud con el aumento del peso molecular de las sustancias.
- II. Están presentes en todas las sustancias.
- III. En hidrocarburos ramificados su magnitud es mayor respecto al hidrocarburo lineal con el mismo peso molecular (isómeros)

- A) Sólo I
- B) Sólo II
- C) Sólo III
- D) I y II
- E) II y III

10. Indique el orden decreciente en la temperatura de ebullición de las siguientes sustancias.



- A) I > II > III B) III > I > II C) III > II > I
D) I > III > II E) II > I > III

11. Dado los metales:

I. Mg II. Ca III. Na
IV. Al V. Li

¿en cuál de ellos la intensidad del enlace metálico es mayor?

- A) II B) III C) IV
D) V E) I

12. ¿Cuál de los siguientes isómeros tiene menor densidad?

Fundamentarse en la fuerza de London.

I. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

II. $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$

III. $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$

IV. $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$

- A) I B) II C) III
D) IV E) Faltan más datos

13. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene menor temperatura de ebullición?

A) NH_3 B) PH_3 C) AsH_3
D) SbH_3 E) BiH_3

14. Ordenar en orden creciente según su temperatura de ebullición

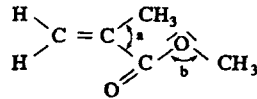
$\text{H} - \text{Br}$ $\text{H} - \text{F}$ $\text{H} - \text{I}$ $\text{H} - \text{Cl}$
(I) (II) (III) (IV)

- A) IV < I < III < II B) II < III < I < IV
C) II < IV < I < III
D) III < I < IV < II E) IV < II < I < III

15. Señale el compuesto donde el átomo central está hibridado en sp^3d

A) SF_6 B) XeF_4 C) SeF_4
D) H_2O E) NH_3

16. Muchos compuestos importantes en la industria química derivan del etileno C_2H_4 , uno de ellos es el metil metacrilato cuya estructura se muestra a continuación.



Según la estructura, son incorrectos:

- I. Se presenta hibridación sp^2 y sp^3 en los átomos de carbono.
 - II. El ángulo de enlace (a) es aproximadamente 120° y en (b) es un poco menor de $109,5^\circ$
 - III. Hay 10 átomos de la molécula que se encuentran en un mismo plano.
- A) I y II B) I y III C) II y III
D) Sólo II E) Sólo III
17. ¿En qué compuestos el nitrógeno posee hibridación sp ?

A) HNO_3 y NH_3 B) N_2O_3 y NCl_3
C) N_2O_5 y NO_2
D) HOCN y HCN E) HNO_2 y N_2O_4

18. Acerca de los siguientes compuestos,
I. B_2H_6 II. SF_6 III. IF_3
¿qué proposición es incorrecta?
- A) I y II son insolubles en H_2O , pero III es soluble en H_2O
 B) En III, el yodo se hibridiza en sp^3d formando 5 orbitales híbridos
 C) En I, la suma de los vectores momento dipolar de todos los enlaces es cero.
 D) En II, el azufre hibridiza en sp^3d^2 y como posee 6 enlaces S-F su geometría molecular es octaédrica
 E) En III, la geometría molecular es bipiramidal
19. ¿Qué molécula posee mayor ángulo de enlace?
- A) H_2O B) NH_3 C) C_6H_6
 D) CCl_4 E) N_2O
20. Indique la proposición incorrecta:
- A) En una molécula apolar, los enlaces covalentes que la forman pueden ser polares o apolares.
 B) El N_2O es una molécula lineal, por lo tanto, es apolar e insoluble en H_2O .
 C) Toda molécula heteroatómica cuyo átomo central presenta un par electrónico libre es polar.
 D) Los compuestos BF_3 , $BeCl_2$ y PCl_5 se disuelven en CCl_4 .
 E) En toda molécula simétrica, el momento dipolar neto (μ_R) es 0.
21. ¿Cuál de los siguientes compuestos cuyo momento dipolar μ (Debye) que se indica es el más soluble en H_2O ?
- A) HF $\mu = 1,91$ D
 B) NH_3 $\mu = 1,46$ D
 C) NF_3 $\mu = 0,23$ D
 D) $CHCl_3$ $\mu = 1,02$ D
 E) HCl $\mu = 1,08$ D
22. El peróxido de hidrógeno (H_2O_2) es un líquido siruposo con una presión de vapor relativamente baja y un punto de ebullición normal de $152^\circ C$, estas propiedades se explican porque:
- A) Presenta enlaces covalentes coordinados.
 B) Presenta enlace dipolo-dipolo, pero no enlace puente de hidrógeno
 C) Presenta mayor número de enlaces puente de hidrógeno por molécula comparado con la del agua.
 D) Sus moléculas no presentan atracciones de London
 E) Los enlaces puente de hidrógeno de sus moléculas son menos intensos que en el H_2O .
23. Señale la pareja de compuestos que son líquidos asociados
- A) HCl, CH_3CHO
 B) CH_3OH , HCHO
 C) CH_3COOH , CH_3NH_2
 D) CH_3COCH_3 , CH_3OCH_3
 E) HBr, CH_3OCH_3
24. ¿Cuál es la diferencia fundamental entre las fuerzas de dispersión de London y el enlace dipolo-dipolo?
- A) El enlace dipolo-dipolo es un enlace interatómico y las fuerzas de atracción de London constituyen un enlace intermolecular.
 B) El enlace dipolo-dipolo es menos intenso que las fuerzas de atracción de London.
 C) Las fuerzas de London se relacionan directamente con el peso molecular de las sustancias, lo cual no ocurre con el enlace dipolo-dipolo.
 D) El enlace dipolo-dipolo se presenta entre dipolos permanentes y las fuerzas de atracción de London entre dipolos instantáneos e inducidos
 E) No existe diferencia porque ambos constituyen fuerzas de atracción electrostática

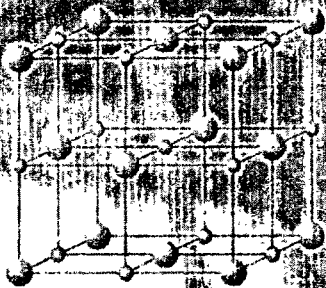
25. ¿Qué parejas de elementos posee enlace metálico con menor intensidad?
- A) Li, Mg B) Cu, Ag C) W, Ir
D) Fe, Au E) Zn, C
26. En la estructura de la molécula de CO_2 y del H_2CO_3 que cumplen la regla del octeto, los átomos de carbono se hibridizan respectivamente en:
- A) sp , sp B) sp^3 , sp^2 C) sp , sp^3
D) sp , sp^2 E) sp^2 , sp^2
27. Relacione correctamente las sustancias y el tipo de híbrido del átomo central en cada caso.
- I. Cl_2 a) sp^2
II. C_2H_2 b) sp^3
III. NO_3^- c) sp
- A) I-b, II-c, III-a B) I-a, II-b, III-c
C) II-a, III-b, II-c
D) I-b, III-c, II-a E) I-b, II-c, III-a
28. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
- En el tipo de híbrido sp^3 , el porcentaje de carácter "s" es del 25 %
 - En el H_2O , el oxígeno presenta hibridización tipo sp^3
 - En el sulfato, SO_4^{2-} el azufre se hibridiza en el sp^3
 - En el gas O_2 , el oxígeno presenta híbrido sp^2
- A) VVFF B) FFFV C) VVVV
D) FFVF E) FFFV
29. Respecto a la molécula pentafluoruro de fósforo PF_5 , es incorrecto:
- A) su geometría molecular es bipirámide trigonal
B) el fósforo presenta octeto expandido
C) el fósforo presenta hibridización sp^3d
D) posee 2 enlaces en posición ecuatorial y 3 enlaces en posición polar.
E) presenta ángulos de enlace igual a 120° y 90°
30. En la molécula del trifluoruro de nitrógeno (NF_3), de las proposiciones son correctas:
- El nitrógeno presenta híbrido sp^3
 - El ángulo de enlace es menor a $109,5^\circ$
 - Su geometría es tetraédrica
 - Es una molécula apolar.
- A) I y III B) II y IV C) I y IV
D) I y II E) III y IV
31. Relacionar según corresponda:
- HCN a) Átomo central híbrido sp^3
 - SO_4^{2-} b) Geometría angular
 - SnCl_2 c) Geometría lineal
- A) I-b, II-c, III-a B) I-c, II-a, III-b
C) II-a, III-c, II-b
D) III-a, II-b, I-c E) I-b, III-c, II-a
32. En la estructura de la molécula de N_2 y de HNO_3 que cumplen con la regla del octeto, los átomos de nitrógeno se hibridizan respectivamente en:
- A) sp , sp^3 B) sp , sp C) sp^2 , sp^3
D) sp , sp^2 E) sp^3 , sp^3
33. Se tienen los siguientes líquidos:
- $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$ (acetona)
 - H_2O (agua)
 - $\text{CH}_3\text{COO} - \text{H}$ (ácido acético)
- En orden creciente a su volatilidad
- A) I < II < III B) III < II < I
C) III < I < II
D) I < III < II E) II < III < I
34. En cuanto a la estructura y propiedades del bromuro de potasio (KBr), es incorrecto afirmar:
- A) A temperatura ambiente se encuentra al estado sólido y posee alta temperatura de fusión
B) Un catión K^+ está rodeado por 6 iones Br^- y viceversa luego el índice de coordinación es igual a 6.
C) A lo largo de la red cristalina presenta enlaces electrostáticos polidireccionales
D) Su estructura es del tipo molecular y son muy frágiles
E) Presenta menor punto de fusión que fluoruro de potasio (KF)

CLAVES

Capítulo

VIII

- | | |
|-------|-------|
| 01. A | 18. E |
| 02. D | 19. E |
| 03. C | 20. B |
| 04. B | 21. A |
| 05. E | 22. C |
| 06. D | 23. C |
| 07. C | 24. D |
| 08. D | 25. A |
| 09. E | 26. D |
| 10. C | 27. E |
| 11. C | 28. C |
| 12. C | 29. D |
| 13. B | 30. B |
| 14. A | 31. B |
| 15. C | 32. D |
| 16. B | 33. B |
| 17. D | 34. D |





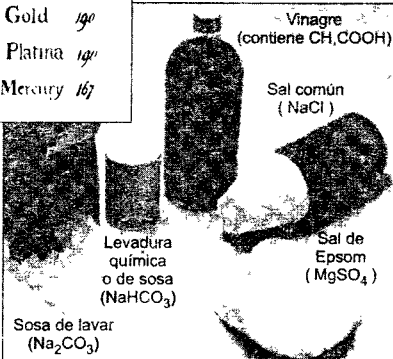
IX
CAPÍTULO

Nomenclatura Inorgánica

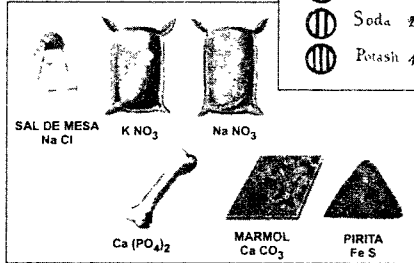
ELEMENTS

○ Hydrogen 1	⊕ Strontian 48
⊖ Nitro 5	⊕ Barites 68
● Carbon 6	⊖ Iron 56
○ Oxygen 7	⊖ Zinc 56
⊖ Phosphorus 9	⊖ Copper 56
⊕ Sulphur 13	⊖ Lead 90
⊖ Magnesia 24	⊖ Silver 190
⊖ Lime 24	⊕ Gold 190
⊖ Soda 28	⊖ Platina 190
⊖ Potash 40	⊕ Mercury 167

A.



B.



- A. Muestra los símbolos inventados por J. Dalton para representar a ciertos elementos y compuestos, que posteriormente sería cambiado por los símbolos modernos que todos conocemos, que fue creada por el químico sueco J. Berzelius.
- B. Muestra ciertas sales que tienen gran utilidad para el hombre y las plantas (abonos), todas son identificadas por su fórmula química y su nombre específico. Una fórmula química nos proporciona una información cualitativa (tipo de elementos) y cuantitativa (la cantidad en que intervienen) de la estructura interna de una sustancia química.
- C. Se observa algunas sustancias muy conocidas por todos nosotros. Cada compuesto tiene una fórmula química y un nombre específico.

NOMENCLATURA INORGÁNICA

OBJETIVOS

- Aprender a diferenciar valencia y número de oxidación de un elemento químico, y cómo hallarlos dada la fórmula de una especie química.
- Establecer la fórmula de un compuesto inorgánico dado el nombre de éste.
- Determinar el nombre de un compuesto inorgánico dado la fórmula de éste.
- Comprender el fenómeno de eflorescencia y delicuescencia.

INTRODUCCIÓN

Para un químico o estudiante de química es importante conocer la fórmula y el nombre de los compuestos químicos, ya que es parte importante del lenguaje de esta ciencia. En la siguiente figura indicamos dos compuestos inorgánicos importantes.

Figura 9.1 Se muestra el ácido sulfúrico y un blanqueador muy utilizado en el ámbito doméstico e industrial.

a) H_2SO_4 , ácido sulfúrico. Es el número uno en cuanto a insumos químicos utilizados en los procesos industriales. En el comercio se vende como H_2SO_4 , 18 M (18 molar).

Se usa en fabricación de fertilizantes, plásticos, detergentes, pinturas, en refinación de petróleo, etc.

b) $NaClO$, (hipoclorito de sodio). Es el agente activo de blanqueadores comunes domésticos (uno de ellos es la lejía), que se venden en el mercado con diferentes nombres. $Ca(ClO)_2$, (hipoclorito de calcio), se emplea como blanqueador a gran escala. Es empleado en la industria papelera y textil.



La primera contribución a la idea de establecer nombres a los compuestos conocidos hasta la Edad Media lo proporcionó la alquimia (hasta 1700). Los alquimistas trabajaban en forma puramente empírica, es decir, no sistematizaban sus experimentos en teorías científicas. Los alquimistas tenían la idea de que, al combinar ciertas sustancias, se obtendría "la piedra filosofal", la cual sería capaz de convertir cualquier metal en oro. Esto en sí era un objetivo poco científico, pero permitió trabajar con un número reducido de compuestos cuyos nombres era posible memorizar; estos nombres hacían referencia a su origen, aspecto físico, propiedades o a su descubridor. Por ejemplo: aceite de vitriolo (H_2SO_4), ácido muriático (HCl), agua fuerte (HNO_3), soda cáustica (NaOH), leche de magnesia ($\text{Mg}(\text{OH})_2$), sal de epsom ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), soda para lavar ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), etc.

Actualmente, existen más de cinco millones de compuestos entre inorgánicos y orgánicos para los cuales los químicos a través del tiempo han tenido que establecer normas y reglas de formulación y nomenclatura que hoy son aceptadas en todo el mundo.

La nomenclatura es el lenguaje de la química y hace más fácil la comunicación entre los químicos o estudiantes de química, permitiendo el mayor desarrollo de esta ciencia.

Como antecedentes históricos se debe recordar que en 1921 se fundó la "Comisión para el Estudio de la Nomenclatura de Química Inorgánica" dentro de la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry). Los objetivos de la comisión consistían en establecer reglas que permitiesen asignar nombres aceptables, claros y unívocos al mayor número posible de compuestos inorgánicos.

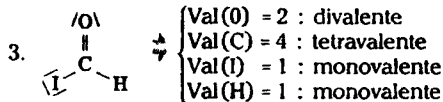
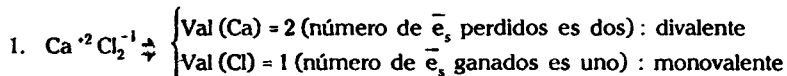
Para ello, y a partir de aquella fecha, se celebraron numerosas reuniones que condujeron en 1957 al establecimiento de reglas definitivas de nomenclatura inorgánica. El presente libro toma en cuenta las normas expuestas en la segunda edición 1971, considerando las modificaciones de 1979 y 1989.

La definición de valencia es fundamental para formular y nombrar los compuestos inorgánicos. Se confunde frecuentemente con el concepto de número de oxidación, siendo ambas definiciones sustancialmente diferentes.

VALENCIA

Es la capacidad de combinación que posee el átomo de un elemento para formar compuestos. Se representa por un número sin signo llamado **número de valencia**. En un compuesto iónico, este número está dado por el número de electrones ganados o perdidos; en un compuesto covalente está dado por el número de electrones que aporta o recibe para formar enlaces covalentes.

Ejemplos:

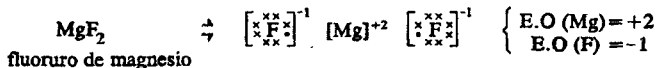
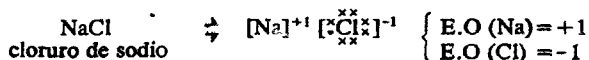


En el ejemplo (2) se observa que el nitrógeno forma tres enlaces covalentes normales con sus tres orbitales desapareados y un enlace dativo (aporta $2e^-$), por lo tanto hace intervenir sus 5e de valencia en total, razón por la cual es pentavalente.

NÚMERO DE OXIDACIÓN O ESTADO DE OXIDACIÓN (E.O)

En un **compuesto iónico binario** indica la carga relativa que adoptan cada uno de los iones; esta carga positiva o negativa nos dará a conocer el número de electrones perdidos o ganados por cada átomo del elemento.

Ejemplos:



Se observa que el número de oxidación negativo es para átomos de elementos no metálicos (por su mayor electronegatividad ganan electrones), y es positivo para los átomos metálicos (por su menor electronegatividad pierden electrones). Además la suma de los números de oxidación en la unidad fórmula es cero:

$$\text{Na}^{+1}\text{Cl}^{-1} \Rightarrow +1 - 1 = 0 \quad ; \quad \text{Mg}^{+2}\text{F}_2^{-1} \Rightarrow +2 + 2(-1) = 0$$

En un **compuesto covalente** representa la carga relativa aparente que adopta cada átomo de un elemento cuando se rompen hipotéticamente todos los enlaces. El átomo de mayor electronegatividad ganará electrones y el de menor electronegatividad perderá electrones. Citemos algunos ejemplos:

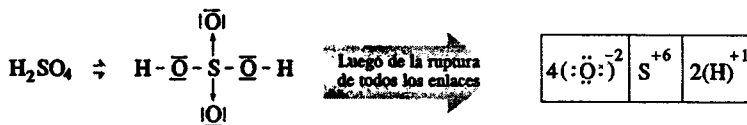


El átomo de oxígeno gana 2 electrones cuando se rompen heterolíticamente los dos enlaces covalentes y cada átomo de hidrógeno pierde un electrón, por lo tanto: E.O(O) = -2 y E.O(H) = +1



En la ruptura del enlace O - O, ruptura homolítica, ninguno de los átomos gana o pierde electrones; en la ruptura heterolítica del enlace O - H, el oxígeno gana un electrón y el hidrógeno pierde un electrón; por lo tanto:

$$\text{E.O(O)} = -1 \quad \text{y} \quad \text{E.O(H)} = +1$$



En la ruptura heterolítica de los enlaces O - S el S pierde sus 6e⁻ de valencia; en la ruptura heterolítica de los enlaces O - H, el hidrógeno pierde un electrón, en todos los casos el oxígeno gana electrones, por lo tanto:

$$\text{E.O}(\text{S}) = +6 \quad \text{E.O}(\text{O}) = -2 \quad \text{E.O}(\text{H}) = +1$$

CONCLUSIÓN:

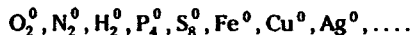
1. En la ruptura heterolítica de enlace hay ganancia y pérdida de electrones; en la ruptura homolítica, cada átomo queda con su electrón, por lo tanto, no hay ganancia ni pérdida de electrones.
2. Una molécula es eléctricamente neutra, puesto que la suma de todos los números de oxidación de los átomos es igual a cero.

Generalmente, la valencia y el número de oxidación son numéricamente iguales.

REGLA PRÁCTICA PARA DETERMINAR LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Tomando en cuenta la definición y los diferentes casos que se presentan, se han establecido:

- I. Un elemento en estado libre, es decir, sin combinarse presenta E.O. = 0



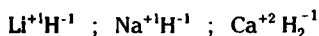
- II. En los compuestos

1. Hidrógeno:

- * En la mayoría de sus compuestos actúa con E.O. = +1

- * En los hidruros metálicos actúa con E.O. = -1

Ejemplos: Sean los hidruros:

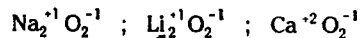


2. Oxígeno:

- * En la mayoría de sus compuestos actúa con E.O. = -2

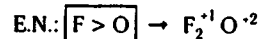
- * En los peróxidos, presenta E.O. = -1, esto debido a la presencia del grupo peróxido $(\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}})^{-2}$

Ejemplo:



- * Frente al flúor, el oxígeno actúa con E.O. = +2

Esto es debido a que



3. Metales:

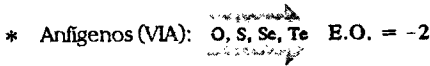
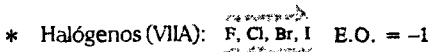
- * Alcalinos (IA):



- * Alcalinos térreos (IIA):

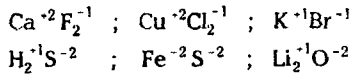


4. No metales:



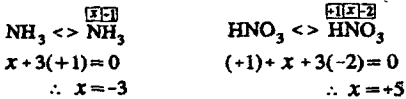
En ambos casos, cuando están unidos químicamente a metales o al hidrógeno.

Ejemplos:

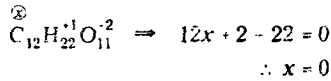
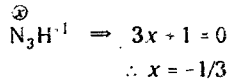
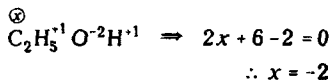
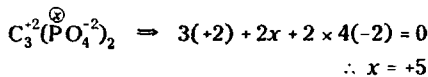
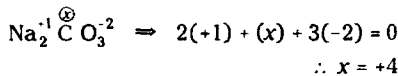
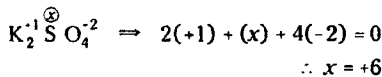



III. En toda unidad fórmula, tanto de un compuesto molecular como iónico, la suma de los números de oxidación de todos sus átomos es cero $\Sigma \text{E.O.} = 0$

Ejemplos:



De manera más directa :



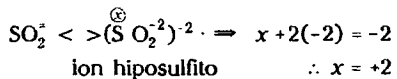
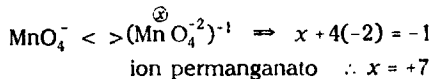
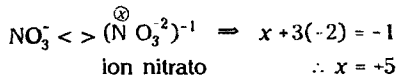
 **Observación:**

El número de oxidación desconocido (x) se ha hallado teniendo en cuenta:
 H = +1 ; O = -2 ; IA = +1 ; IIA = +2

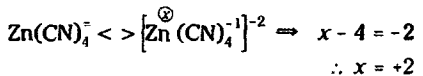
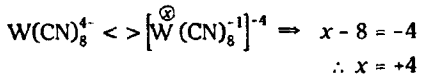
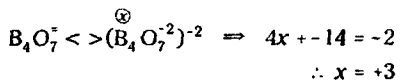
IV. En un ion poliatómico, la suma total de sus números de oxidación es igual a la carga relativa del ion.

$\Sigma \text{E.O. del ion} = \text{carga del ion}$

Ejemplos:



De manera más directa :



Ejercicios aplicativos

Determine los estados de oxidación del N, Cr, Mn, S, O, P, y Cl, respectivamente en los siguientes compuestos, empleando las reglas de estados de oxidación.

$$1. \text{NH}_4\text{OH} \quad \begin{matrix} \text{+1} & \text{-2} & \text{+1} \\ \text{N} & \text{O} & \text{H} \end{matrix} \rightarrow x + 4(+1) + (-2) + 1 = 0$$

$$\therefore x = -3$$

$$5. \text{BaO}_2 \quad \begin{matrix} \text{+2} & \text{-2} \\ \text{Ba} & \text{O} \end{matrix} \rightarrow +2 + 2(x) = 0$$

$$\therefore x = -1$$

$$2. \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \quad \begin{matrix} \text{+1} & \text{+6} & \text{-2} \\ \text{K} & \text{Cr} & \text{O} \end{matrix} \rightarrow 2(+1) + 2x + 7(-2)$$

$$\therefore x = +6$$

$$6. \text{P}_4\text{H}_2 \quad \begin{matrix} \text{+3} & \text{+1} \\ \text{P} & \text{H} \end{matrix} \rightarrow 4x + 2(+1) = 0$$

$$\therefore x = -1/2$$

$$3. \text{NaMnO}_4 \quad \begin{matrix} \text{+1} & \text{+7} & \text{-2} \\ \text{Na} & \text{Mn} & \text{O} \end{matrix} \rightarrow +1 + x + 4(-2)$$

$$\therefore x = +7$$

$$7. \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \quad \begin{matrix} \text{+4} & \text{+1} & \text{-2} \\ \text{C} & \text{H} & \text{O} \end{matrix} \rightarrow 6x + 12(+1) + 6(-2) = 0$$

$$\therefore x = 0$$

$$4. \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 \quad \begin{matrix} \text{+1} & \text{+6} & \text{-2} \\ \text{H} & \text{S} & \text{O} \end{matrix} \rightarrow 2(+1) + 2x + 8(-2)$$

$$\therefore x = +7$$


Observación:

Los elementos metálicos sólo poseen números de oxidación positiva, mientras que los elementos no metálicos tienen tanto estados de oxidación positiva como negativa.

Los estados de oxidación negativos de los no metales se utilizan en la combinación con el hidrógeno y con los metales.

Los estados de oxidación positivos de los no metales se presentan en la combinación con el oxígeno o con el flúor, átomos de mayor electronegatividad.

Los estados de oxidación: +1, +2 y +4 del nitrógeno forman óxidos neutros (ni ácidos ni básicos) que son:

- N₂O, óxido nitroso
- NO, óxido nítrico
- NO₂, dióxido de nitrógeno

FUNCIÓN QUÍMICA

Es un conjunto de compuestos con propiedades químicas semejantes, este comportamiento análogo se debe a que poseen el mismo **grupo funcional**. En química inorgánica existen cinco funciones principales: hidruro, óxido, hidróxido, ácido y sal.

Grupo funcional. Es el átomo o la agrupación de 2 o más átomos comunes a todos los compuestos, que confiere a éstos ciertas propiedades y comportamiento químico análogos.

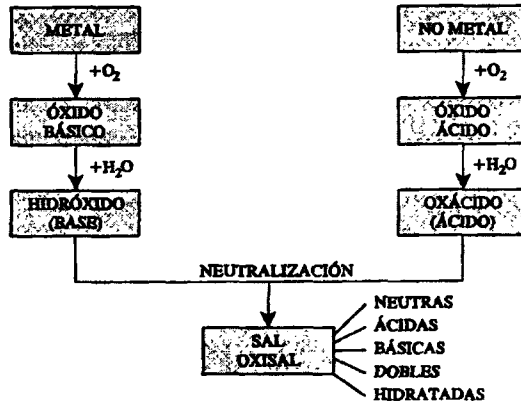
Ejemplo:

Función	Grupo funcional	Ejemplos
Óxido	O ²	CaO, Al ₂ O ₃ , SO ₂ , Cl ₂ O ₇ , etc
Peróxido	(O ₂) ²	H ₂ O ₂ , Na ₂ O ₂ , CaO ₂ , BaO ₂ , etc
Hidróxido	(OH) ⁻	NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , etc
Hidruro	H ⁻¹	LiH, NaH, LiAlH ₄ , CaH ₂ , etc
Ácidos	H ⁺¹	HCl, HNO ₃ , H ₂ SO ₄

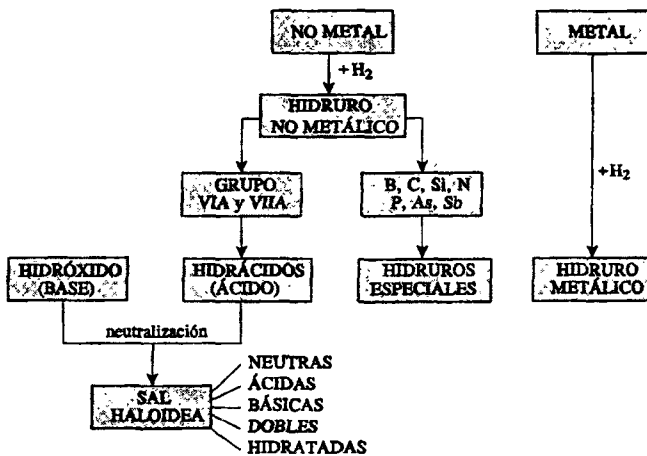
CLASIFICACIÓN DE LAS FUNCIONES INORGÁNICAS

1. Las funciones inorgánicas se clasifican en oxigenadas e hidrogenadas, teniendo en cuenta su origen, esto indica si derivan de óxidos (combinación con el oxígeno) o derivan de hidruros (combinación con el hidrógeno).

a. Funciones oxigenadas



b. Funciones hidrogenadas



2. Las funciones inorgánicas también se pueden clasificar de acuerdo al número de elementos que poseen:

a. Funciones binarias

Están formadas por 2 elementos.

Ejemplos:

- Óxido (oxígeno y otro elemento metálico o no metálico)
- Hidruro metálico (hidrógeno y metal)
- Sal haloidea (metal y no metal)

b. Funciones ternarias

Están formadas por 3 elementos.

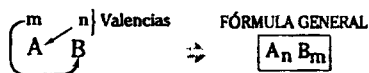
Ejemplos:

- Hidróxido (metal, O e H)
- Oxácido (H, no metal y O)
- Oxisal (metal, no metal y O)

FORMULACIÓN GENERAL DE UN COMPUESTO BINARIO

Para escribir la fórmula de un compuesto binario se intercambian las valencias de los átomos para que aparezcan como subíndices en la fórmula del compuesto (si es posible simplificar, se realiza esta operación).

En casos donde la valencia y el número de oxidación son numéricamente iguales, se pueden emplear los números de oxidación en vez de valencia, generalmente en la formulación de compuestos iónicos.



ORDEN EN LA ESCRITURA DE LAS FÓRMULAS

En la fórmula de un compuesto iónico, primero se escribe la especie positiva (catión) y luego se escribe la especie negativa (anión). En general, en todo compuesto binario se escribe primero el elemento de menor electronegatividad y luego el de mayor electronegatividad.

Tabla 9.1 Orden en la escritura de los hidruros, compuestos binarios del hidrógeno.

B, Si, C, Sb, As, P, N, Se colocan antes del hidrógeno (casos de excepción)	H	Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F Se colocan después del hidrógeno (casos generales)
---	---	---

Ejemplos: CH₄, PH₃, HCl, HBr, H₂S, etc.

SISTEMAS DE NOMENCLATURA INORGÁNICA

La Nomenclatura constituye el conjunto de reglas mediante las cuales se puede asignar un nombre unívoco a cualquier especie química: elemento, compuesto o ion.

Se conocen 3 sistemas de nomenclatura para compuestos inorgánicos.

1. Clásica o tradicional
2. Stock
3. Sistemática o IUPAC

Nomenclatura clásica o tradicional.

Se refiere al nombre que resulta de la combinación de 2 palabras que establecen la identificación de un compuesto, basándose en la función química que lo constituye.

El primer vocablo indica el **nombre genérico** y el segundo el **nombre específico**, indicativo de la especie química concreta de que se trata. Este último se forma a partir de la raíz del nombre del elemento que forma el compuesto, acompañado de prefijos y sufijos que especifican las proporciones de los mismos.

Ejemplo:

El nombre del compuesto H_2SO_2 es:

	Prefijo	Raíz	Sufijo
Ácido	hipo	sulfur	oso
Nombre genérico	nombre específico		

Este tipo de nomenclatura, es muy utilizada en algunas funciones inorgánicas.

Nomenclatura stock.

Fue propuesto por el químico polaco Alfred Stock y recomendado por la IUPAC en 1941.

Consiste en colocar entre paréntesis e inmediatamente después del nombre del elemento un número romano que indica la valencia de aquél. En general, suele omitirse el uso del número romano para elementos que poseen valencia única (una sola valencia).

Ejemplos:

Fórmula	Nombre stock
$FeCl_3$	cloruro de hierro (III)
PtO_2	óxido de platino (IV)
ZnS	sulfuro de zinc

Se debe recordar que el zinc posee una sola valencia (Val=2).

Nomenclatura sistemática o iupac.

Es el nombre que indica la naturaleza y las proporciones de los constituyentes de un compuesto. Se caracteriza por el uso de prefijos numerales. Este tipo de nomenclatura está estructurada de tal forma que primero se nombra el anión o elemento más electronegativo y luego se nombra el catión o elemento menos electronegativo, según el esquema:



Se emplea principalmente cuando en un compuesto existen varios átomos del mismo elemento y es muy utilizada en compuestos binarios. Se emplean prefijos griegos según la siguiente tabla.

Tabla 9.2 Prefijos griegos empleados en nomenclatura sistemática

Prefijo	Número de átomos del elemento
mono	1
di	2
tri	3
tetra	4
penta	5
hexa	6
hepta	7
octa	8
ennea	9
deca	10

El prefijo **mono** suele omitirse, excepto en el caso del oxígeno.

Debe anotarse que algunos químicos propician todavía el uso de prefijos latinos: uni, bi, ter, quadri, quinque, sexa, septi, octa, nona, etc. para indicar 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, etc., respectivamente.

Ejemplos:

Fórmula	Nombre sistemático
PbBr_5	pentabromuro de fósforo
As_2S_3	trisulfuro de diarsénico
P_4O_{10}	decaóxido de tetrafósforo
CO	monóxido de carbono
CO_2	dióxido de carbono
U_3O_8	octaóxido de triuranio
PCl_5	pentacloruro de fósforo
SF_6	hexafluoruro de azufre
FeS	Sulfuro de hierro
KI	Yoduro de potasio

Nótese de los ejemplos que primero se nombra al elemento más electronegativo terminado en el sufijo **URO**, excepto en el caso del oxígeno donde se emplea el término **ÓXIDO**.

FUNCIÓN HIDRURO

Los hidruros son compuestos binarios que se originan de la combinación del hidrógeno con otro elemento. De acuerdo con el tipo de elemento con que se combine, los hidruros se clasifican en hidruros metálicos e hidruros no metálicos.

Obtención general:



Formulación general:



Los hidruros más importantes son de los elementos representativos que actúan con una sola valencia o valencia fija.

Tabla 9.3 Valencia de los elementos representativos frente al hidrógeno, para formar hidruros.

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Valencia	1	2	3	4	3	2	1	0

Es importante señalar que el número de valencia es igual al número de orbitales desapareados que posee el átomo (sin hibridizar o hibridizado).

1. Hidruros metálicos

Se obtienen de la combinación del hidrógeno con los metales. El hidrógeno actúa con estado de oxidación -1 (H^{-1} , ion hidruro).

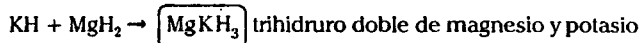
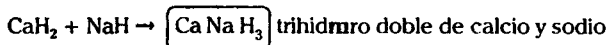
Los hidruros metálicos por lo general son sólidos a temperatura ambiental. Para nombrar los hidruros metálicos se emplean la nomenclatura de stock y la nomenclatura sistemática.

Ejemplos:

Formulación	Fórmula	Notación stock	Notación sistemática
$Na^{\textcircled{1}} + H^{\textcircled{1}} \rightarrow$	NaH	hidruro de sodio	hidruro de sodio
$Ca^{\textcircled{2}} + H^{\textcircled{1}} \rightarrow$	CaH_2	hidruro de calcio	dihidruro de calcio
$Al^{\textcircled{3}} + H^{\textcircled{1}} \rightarrow$	AlH_3	hidruro de aluminio	trihidruro de aluminio
$Pb^{\textcircled{4}} + H^{\textcircled{1}} \rightarrow$	PbH_4	hidruro de plomo (IV)	tetrahidruro de plomo
$Cu^{\textcircled{2}} + H^{\textcircled{1}} \rightarrow$	CuH_2	hidruro de cobre (II)	dihidruro de cobre

Cuando se unen químicamente dos hidruros metálicos, se forman hidruros dobles, que se nombran indicando el vocablo **doble** antes del nombre de los metales.

Ejemplos:



2. Hidruros no metálicos

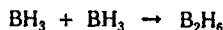
Son compuestos binarios formados por la combinación del hidrógeno con elementos no metálicos. A los hidruros no metálicos los clasificamos en dos grupos: hidruros especiales y ácidos hidrácidos.

Hidruros especiales. Son los hidruros de los no metales de los grupos IIIA (B), IVA (C y Si) y VA (N, P, As y Sb), poseen nombres especiales (comunes) que son aceptados por la IUPAC. En general, son sustancias gaseosas y muy tóxicas. En soluciones acuosas no poseen carácter ácido.

En la escritura de la fórmula, primero se coloca el no metal y luego el hidrógeno, según la convención que señalamos en la tabla 9.1.

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura común
BH ₃	trihidruro de boro	borano
B ₂ H ₆	hexahidruro de diboro	diborano*
CH ₄	tetrahidruro de carbono	metano
SiH ₄	tetrahidruro de silicio	silano
GeH ₄	tetrahidruro de germanio	germano
NH ₃	trihidruro de nitrógeno	amoníaco
PH ₃	trihidruro de fósforo	fosfina
AsH ₃	trihidruro de arsénico	arsina
SbH ₃	trihidruro de antimonio	estibina

- * El diborano es un dímero que se forma mediante unión química de dos moléculas del borano, así:



El B₂H₆ es mucho más estable que BH₃.

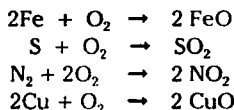
Ácidos hidrácidos, son los hidruros de los no metales del grupo VIIA y VIA, cuyas soluciones acuosas poseen carácter o propiedades ácidas, por lo que serán tratadas en función ácido.

FUNCIÓN ÓXIDO

Los óxidos son compuestos binarios formados por combinación química del oxígeno con otro elemento. En la naturaleza, muchos elementos metálicos y no metálicos se encuentran formando óxidos.

Artificialmente, los óxidos se forman generalmente a altas temperaturas.

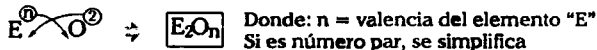
Ejemplos:



Tipos de óxidos

1. Óxidos metálicos u óxidos básicos
2. Óxidos no metálicos u óxidos ácidos

Formulación general:



Se debe recordar que el oxígeno, debido a su mayor electronegatividad, actúa con número de oxidación menos dos (O^{2-} , ion óxido); por lo tanto, el elemento "E" debe actuar con número de oxidación positiva.

A continuación, indicamos el número de oxidación de los principales elementos metálicos y no metálicos frente al oxígeno.

Tabla 9.4 Estado de oxidación de los principales elementos por grupos

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Li } Na } K } Rb } Cs } Ag }	Be } Mg } La } Sr } Ba } Zn } Cd } Hg } +1 +2 +1 +3	(B) } Al } Ga } Tl } In } Sc }	(C) } Si } Ge } Sn } Pb } Ti } +2 +4 +2 +4 +3 +4	(N) } P } As } Sb } Bi } +1+2+3 +4+5 +1+3+5 +3 +5	(S) } Si } Te } Po } +2 +4 +6	(F) } Cl } Br } I } -1 +1 +3 +5 +7	Fe } Co } Ni } +2 +3

Legenda: Los elementos encerrados con círculo (O) son no metales.

Ciertos elementos forman óxidos ácidos y óxidos básicos, y se le llaman **anfóteros**; otros, forman **óxidos neutros** (no tienen propiedades ácidas ni básicas). A continuación indicamos los más notables.

Elemento	E.O. en óxidos básicos	E.O. en óxidos ácidos	E.O. en óxidos neutros
Mn	+2 +3	+4 +6 +7	-
V	+2 +3	+4 +5	-
Cr	+2 +3	+3 +6	-
N	-	+3 +5	+1 +2 +4
Bi	+3	+5	-

1. Óxidos básicos

Son los óxidos formados por combinación química del oxígeno con metales. Estos compuestos son generalmente sólidos a temperatura ambiental y poseen enlace iónico. Por reacción con H_2O dan origen a los hidróxidos, que poseen propiedades básicas, por ello se denominan óxidos básicos.

Nomenclatura de óxidos básicos

- En la **nomenclatura tradicional o clásica**, se utiliza el nombre genérico **óxido** seguido del nombre del metal terminando en el sufijo **oso** para la menor valencia, o de lo contrario, el sufijo **ico** para la **mayor valencia**. Cuando poseen una sola valencia también se puede emplear el sufijo **ico**.
- En la **nomenclatura stock**, si el metal posee 2 o más valencias, éstas se indican mediante números romanos; y, si el metal posee 1 sola valencia, entonces se omite el número romano.

Ejemplos:

Formulación	Fórmula	N. Tradicional	N. stock
$Fe^{3+} + O^{2-} \rightarrow$	Fe_2O_3	óxido férrico	óxido de hierro (III)
$Pb^{4+} + O^{2-} \rightarrow$	PbO_2	óxido plúmbico	óxido del plomo (IV)
$Au^{+1} + O^{2-} \rightarrow$	Au_2O	óxido auroso	óxido de oro (I)
$Sn^{+2} + O^{2-} \rightarrow$	SnO	óxido estannoso	óxido de estaño (II)
$Al^{+3} + O^{2-} \rightarrow$	Al_2O_3	óxido de aluminio (ico)	óxido de aluminio *
$Ca^{+2} + O^{2-} \rightarrow$	CaO	óxido de calcio (ico)	óxido de calcio*
$Na^{+1} + O^{2-} \rightarrow$	Na_2O	óxido de sodio (ico)	óxido de sodio *

- * Debe recordarse que el Al, Ca y Na poseen valencia única.

Según la **nomenclatura sistemática**, los nombres para los óxidos indicados serían respectivamente: **trióxido de dihierro**, **dióxido de plomo**, **monóxido de dioro**, **monóxido de estaño**, **trióxido de dialuminio**, **monóxido de calcio** y **monóxido de disodio**.

- Algunos óxidos poseen nombres comunes o vulgares, muchos de los cuales tienen origen geológico, es decir, derivan del estudio de los minerales; otros son nombres comerciales.

Ejemplos:

CaO	cal viva	MgO	magnesia
Fe ₂ O ₃	hematita	Al ₂ O ₃	alúmina, corindón, etc.
MnO ₂	pirolusita	PbO	litargirio
BaO	barita	Cu ₂ O	cuprita
SnO ₂	casiterita	UO ₂	uranita
ZnO	cincita	ThO ₂	thorianita

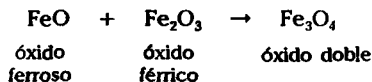
Óxidos dobles. Son compuestos que forma el oxígeno con algunos metales como Fe, Pb, Co, Ni, etc. A temperatura ambiental son sólidos. Se consideran como una combinación de dos óxidos básicos de un metal donde éste tiene valencia 2, 3 ó 2, 4, generalmente.

La fórmula general es: M₃O₄.

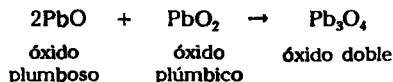
Ejemplos:

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre tradicional	Nombre común
Fe ₃ O ₄	tetróxido de trihierro	óxido doble de hierro	magnetita (o imán natural)
Pb ₃ O ₄	tetróxido de triplomo	óxido doble de plomo	minio de plomo

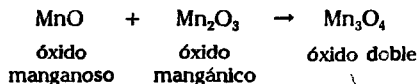
El Fe₃O₄ puede nombrarse en la nomenclatura de stock como óxido doble de hierro (II)- (III) y en el sistema tradicional también se llama óxido ferroso-férrico, debido a que se forma mediante la combinación:



El Pb₃O₄ también se llamaría óxido plumboso-plúmbico en el sistema tradicional debido a que se forma de la siguiente manera:



El Mn₃O₄ es óxido doble de manganeso u óxido manganeso-mangánico y se obtiene así:



2. Óxidos ácidos o anhídridos

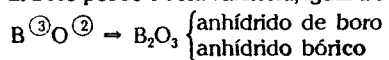
Son óxidos formados por combinación del oxígeno con elementos no metálicos, aunque también se encuentra en esta categoría algunos óxidos de metales que son anfóteros como el Vanadio, Cromo y Manganeso. En la **nomenclatura tradicional** se denomina **anhídrido** (quiere decir "sin H₂O") que es el nombre genérico, seguido del nombre del elemento con un prefijo y/o sufijo, dependiendo de la valencia con que actúe. El siguiente cuadro nos muestra la nomenclatura de estos óxidos, según la valencia del no metal.

Caso	Valencia	Nombre genérico	Prefijo	Nombre (raíz) del elemento	Sufijo
Con 1 valencia	única	anhídrido	-	elemento	ico
Con 2 valencias	menor	anhídrido	-	elemento	oso
	mayor	anhídrido	-	elemento	ico
Con 3 valencias	menor	anhídrido	hipo	elemento	oso
	intermedio	anhídrido	-	elemento	oso
	mayor	anhídrido	-	elemento	ico
Con 4 valencias	menor	anhídrido	hipo	elemento	oso
	menor intermedio	anhídrido	-	elemento	oso
	mayor intermedio	anhídrido	-	elemento	ico
	mayor (7)	anhídrido	per	elemento	ico

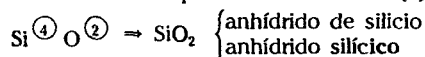
En el caso de valencia única o fija, también se nombra indicando sólo el nombre del elemento.

Ejemplos

1. El boro posee 1 sola valencia, igual a 3

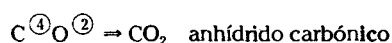
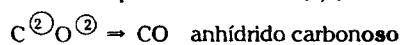


2. El silicio también posee 1 sola valencia (4)

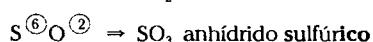
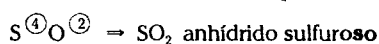
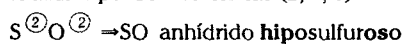


Posee nombres comunes como sílice, cuarzo, etc.

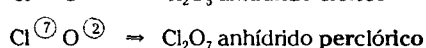
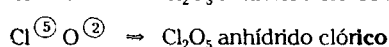
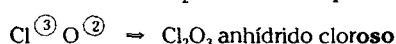
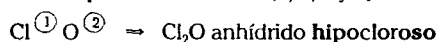
3. El carbono posee 2 valencias (2,4)



4. El azufre posee 3 valencias (2, 4, 6)



5. El cloro posee 4 valencias (1, 3, 5 y 7)



Si un elemento posee valencia igual a 7 (E.O. = +7), aunque tuviera valencia única, debe emplearse el prefijo **PER** o **HIPER** y el sufijo **ICO**.

Ejemplo:

El manganeso, como no-metal, posee 3 valencias (4, 6, 7):

- MnO₂ → anhídrido manganoso
- MnO₃ → anhídrido mangánico
- Mn₂O₇ → anhídrido permangánico

Ejercicios aplicativos

1. ¿Cuál es el nombre en el sistema tradicional de I₂O₅?

Resolución:

Hallamos el número de oxidación del yodo: I₂O₅⁻²

El yodo posee 4 E.O.: +1, +3, +5, +7

Como el yodo actúa con su valencia "mayor intermedio", debe llamarse anhídrido yódico

Resolución:

SeO₂: dióxido de selenio (nombre sistemático)

Cu₂O: óxido cuproso
(nombre en sistema tradicional)

Ni₂O₃: óxido níquelico
(nombre en sistema tradicional)

Mn₂O₃: óxido mangánico
(nombre en el sistema tradicional)

2. Señale la relación fórmula-nombre, indicada incorrectamente

- A) SeO₂ : dióxido de selenio
- B) Cu₂O : óxido cuproso
- C) Ni₂O₃ : óxido níquelico
- D) Mn₂O₃ : anhídrido mangánico
- E) Al₂O₃ : óxido de aluminio

El manganeso es anfótero, con E.O. +2 y +3 actúa como metal, formando óxidos básicos. Por lo tanto, la proposición **D** es incorrecta porque los anhídridos se forman con E.O. +4, +6 y +7.

Al₂O₃: óxido de aluminio
(nombre en el sistema tradicional)

Para óxidos ácidos, la IUPAC recomienda el uso de nomenclatura sistemática y no la nomenclatura de Stock.

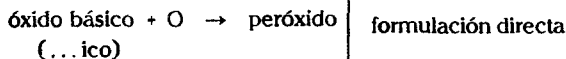
Ejemplos:

Nomenclatura		
Fórmula	Sistemática	Stock (no recomendable)
V ₂ O ₅	pentóxido de divanadio	óxido de vanadio (V)
TeO ₃	trioxido de telurio	óxido de telurio (VI)
Cl ₂ O ₇	heptóxido de dicloro	óxido de cloro (VII)
CO ₂	dióxido de carbono	óxido de carbono (IV)
CO	monóxido de carbono	óxido de carbono (II)
I ₂ O ₃	trioxido de diyodo	óxido de yodo (III)

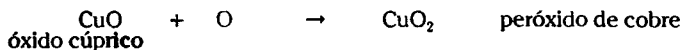
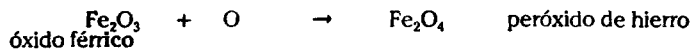
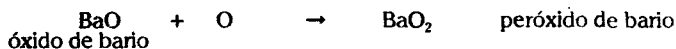
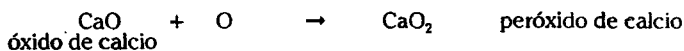
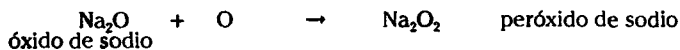
FUNCIÓN PERÓXIDO

Son compuestos binarios iónicos, generalmente, que forma el oxígeno con algunos metales, principalmente de los grupo IA y IIA. Se caracterizan por la presencia del ion peróxido (O_2)²⁻ donde se puede evaluar que cada átomo de oxígeno actúa con E.O. igual a -1. En el caso de que un metal posee varias valencias, el peróxido sólo es estable con la mayor valencia del metal, porque el metal sufre una oxidación profunda al formar el peróxido.

El término peróxido indica que el metal posee un mayor grado de oxidación respecto a su óxido básico, por lo cual se puede formular adicionando 1 átomo de oxígeno a la fórmula del óxido básico.



Ejemplos:



Observación:

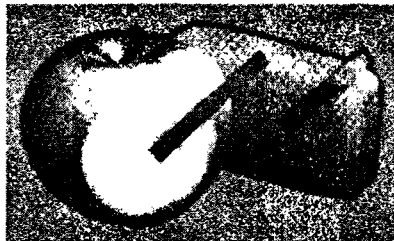
- Las fórmulas de los peróxidos no se simplifican debido a que debe mantenerse la estructura del ion peróxido (O_2^{2-})
- El agua oxigenada es una solución o mezcla homogénea de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y agua (H_2O). La proporción del peróxido es variable:
 Del 3 % al 10 % en volumen se utiliza como antiséptico medicinal.
 Del 30 % al 50 % en volumen se utiliza en cosmetología.
 Al 70 % en volumen se utiliza en la curtiembre (tratado del cuero para zapatos, correas, etc)
- El peróxido de sodio Na_2O_2 tiene como nombre común "oxillita" y es usado para la obtención del peróxido de hidrógeno H_2O_2 y como agente decolorante de fibras textiles.

FUNCIÓN HIDRÓXIDO

Son compuestos ternarios que se caracterizan porque poseen el ion hidróxido o hidroxilo, $(OH)^{-1}$, unido mediante enlace iónico al catión metálico. El ion $(OH)^{-1}$ queda libre cuando el hidróxido se disuelve en agua. En casos en que el hidróxido es insoluble, el ion hidróxido no queda libre.

Los hidróxidos poseen propiedades básicas, por ello se les llama, también **bases**. Aunque el término **base** es mucho más amplio para referirse a un conjunto de sustancias de propiedades características (opuestas a lo ácidos), como por ejemplo **enrojecen la fenolftaleína y azulean al papel de tornasol, neutralizan ácidos, desnaturalizan proteínas, al tacto son resbalosas o jabonosas, poseen sabor caústico o amargo**, etc.

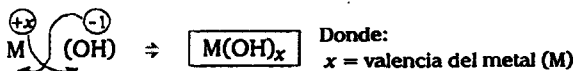
A los hidróxidos de los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb y Cs) se les llama **álcalis**. Son muy solubles en el agua, tóxicos y venenosos.



Una barra de jabón y otros productos que contienen hidróxidos o bases cambian de coloración a los indicadores ácido y base: azulean el tornasol rojo y enrojecen la solución de fenolftaleína.

Una manzana y otros productos que contienen ácidos enrojecen el tornasol azul e incolorean la solución de fenolftaleína.

Formulación general :

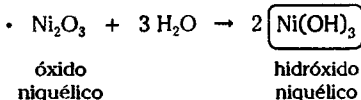
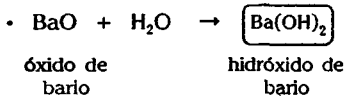
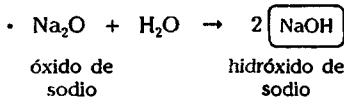
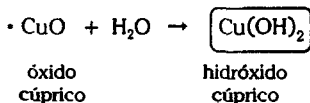
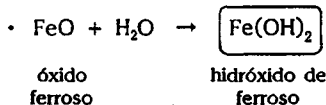
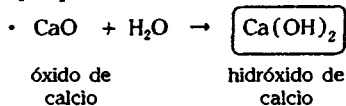


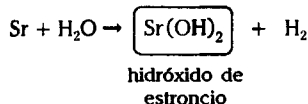
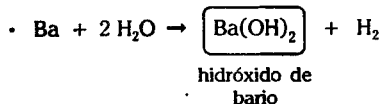
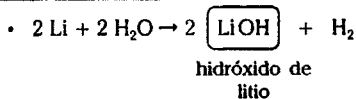
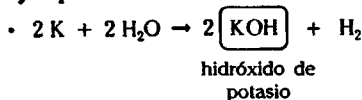
Obtención general:

Generalmente se producen por reacción química del agua con los óxidos básicos o por la reacción directa de un metal alcalino o alcalino - térreo con el agua.



Ejemplos:




Ejemplos:


La nomenclatura de los hidróxidos se realiza en forma similar que en el caso de los óxidos básicos

Ejemplos:

Formulación	Fórmula	N. tradicional	N. de stock
$\text{Na}^{+1}(\text{OH})^{-1} \rightarrow$	NaOH	hidróxido sódico	hidróxido de sodio *
$\text{Al}^{+3}(\text{OH})^{-1} \rightarrow$	Al(OH)_3	hidróxido aluminico	hidróxido de aluminio *
$\text{Ca}^{+2}(\text{OH})^{-1} \rightarrow$	Ca(OH)_2	hidróxido cálcico	hidróxido de calcio *
$(\text{NH}_4)^{+1}(\text{OH})^{-1} \rightarrow$	NH_4OH	hidróxido amónico	hidróxido de amonio
$\text{Fe}^{+3}(\text{OH})^{-1} \rightarrow$	Fe(OH)_3	hidróxido férrico	hidróxido de hierro (III)
$\text{Au}^{+1}(\text{OH})^{-1} \rightarrow$	AuOH	hidróxido auroso	hidróxido de oro (I)
$\text{Pb}^{+2}(\text{OH})^{-1} \rightarrow$	Pb(OH)_2	hidróxido plumboso	hidróxido de plomo (II)
$\text{Cu}^{+2}(\text{OH})^{-1} \rightarrow$	Cu(OH)_2	hidróxido cúprico	hidróxido de cobre (II)

- * Recuerdese que el Na, Ca y el Al poseen una sola valencia.
El ion amonio $(\text{NH}_4)^{+1}$ en hidróxidos y en sales actúa como si fuera un metal alcalino.

Algunos hidróxidos también llevan nombres comunes o vulgares como:

- NaOH → soda cáustica, se utiliza como detergente industrial.
 KOH → sosa cáustica o potasa cáustica.
 Ca(OH)_2 → cal apagada, lechada de cal o agua de cal.
 Mg(OH)_2 → leche de magnesia, se utiliza como antiácido estomacal y laxante.

Los hidróxidos NaOH y KOH se usan en la fabricación del jabón desde hace muchos siglos con la denominación de álcalis.

FUNCIÓN ÁCIDO

Los ácidos son compuestos que poseen en su estructura molecular uno o más átomos de hidrógeno, los cuales al disolverse en el agua se liberan en forma de catión H^+ llamado "ion hidrógeno", "protón" o "hidrogenión"

Los ácidos tienen propiedades opuestas a las bases, así: **enrojecen el papel tornasol, incoloran la solución de fenolftaleína, neutralizan los hidróxidos** o bases, tienen **sabor agrio, corroen metales**, etc.

Según su composición, los ácidos inorgánicos se clasifican en dos grupos: hidrácidos (poseen hidrógenos y un no metal) y oxácidos (poseen hidrógeno, no metal y oxígeno).

ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Son compuestos binarios que forma el hidrógeno por combinación química con elementos no metálicos de los grupos VIA (S, Se, Te) y del grupo VIIA (F, Cl, Br y I); por lo tanto, no poseen oxígeno en su molécula.

La **nomenclatura tradicional** establece que se coloque el nombre genérico **ácido** seguido del nombre del no metal terminando en el sufijo **hídrico** (más usado en solución acuosa).

La **nomenclatura sistemática** emplea el sufijo **uro** para nombrar el anión y a continuación se nombra el catión.

Ejemplos:

Formulación	Fórmula	N. tradicional	N. sistemático
$H^{+1} S^{-2} \rightarrow$	H_2S	ácido sulfhídrico	sulfuro de hidrógeno
$H^{+1} Se^{-2} \rightarrow$	H_2Se	ácido selenhídrico	seleniuro de hidrógeno
$H^{+1} Te^{-2} \rightarrow$	H_2Te	ácido telurhídrico	teleruro de hidrógeno
$H^{+1} F^{-1} \rightarrow$	HF	ácido fluorhídrico	fluoruro de hidrógeno
$H^{+1} Cl^{-1} \rightarrow$	HCl	ácido clorhídrico	cloruro de hidrógeno
$H^{+1} Br^{-1} \rightarrow$	HBr	ácido bromhídrico	bromuro de hidrógeno
$H^{+1} I^{-1} \rightarrow$	HI	ácido yodhídrico	yoduro de hidrógeno

El ácido muriático, que se utiliza como poderoso germicida en los servicios higiénicos, es el ácido **clorhídrico** comercial y posee 36 % en peso de HCl.

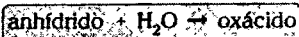
El ácido clorhídrico (HCl) también es componente del **agua regia**, la única mezcla que disuelve el **oro**, la proporción en volumen es: 75 % HCl y 25 % HNO_3 .

El ácido fluorhídrico (HF) ataca al vidrio y la porcelana por lo que no puede ser almacenado en **recipientes** de estos materiales.

El **sulfuro de hidrógeno** H_2S es una sustancia reconocida por su olor desagradable (olor a huevo **podrido**) y es un gas venenoso.

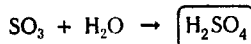
ÁCIDOS OXÁCIDOS (oxoácidos)

Son compuestos ternarios, en general se obtienen por reacción química de un óxido ácido (anhídrido) y el agua. Se diferencian de los hidrácidos en que éstos no poseen oxígeno y los oxácidos sí poseen oxígeno.



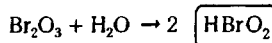
Ejemplos:

1. Ácido sulfúrico (S = 2, 4, 6)



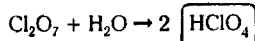
anhídrido
sulfúrico

3. Ácido bromoso (Br=1, 3, 5, 7)



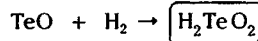
anhídrido
bromoso

2. Ácido perclórico (Cl = 1, 3, 5, 7,)



anhídrido
perclórico

4. Ácido hipoteluroso (Te = 2, 4, 6)



anhídrido
hipoteluroso

Existen diversos tipos de ácidos oxácidos, muchos de los cuales existen sólo idealmente debido a que se conocen algunas de sus respectivas sales.

La IUPAC considera conveniente utilizar para estos compuestos la nomenclatura clásica o tradicional que emplea los prefijos HIPO y PER, además de los sufijos OSO e ICO para diferenciar las distintas valencias del no metal característico del ácido, por lo cual se nombran en forma similar a los anhídridos.

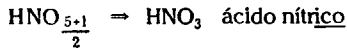
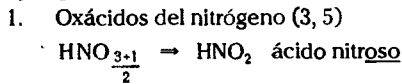
La formulación directa de los ácidos oxácidos más comunes e importantes se muestra el siguiente cuadro:

Tabla 9.5 Formulación directa de oxácidos

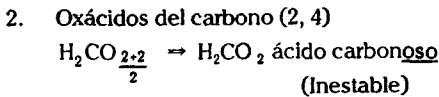
Oxácidos de	Fórmula	Nº de átomos de oxígeno
N, Cl, Br, I (Val. impar)	HEO_m	$m = \frac{x+1}{2}$
C, S, Se, Te (Val. par)	H_2EO_m	$m = \frac{x+2}{2}$
B, P, As, Sb	H_3EO_m	$m = \frac{x+3}{2}$

Donde: x es la valencia del elemento "E"

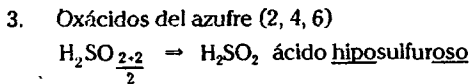
Ejemplos:



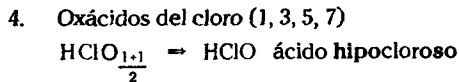
Una característica de los oxácidos de un mismo elemento es que sus fórmulas se diferencian en un átomo de oxígeno de menor a mayor valencia.



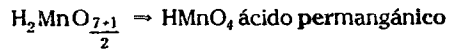
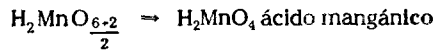
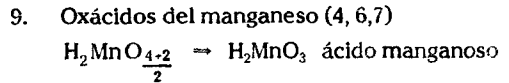
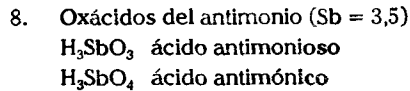
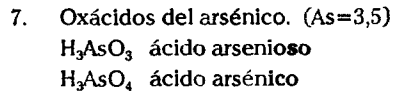
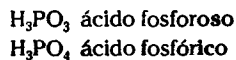
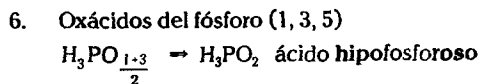
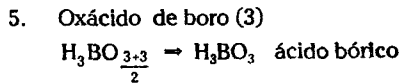
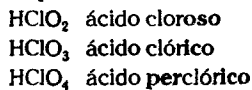
Agregando 1 átomo de oxígeno: H_2CO_3
 ácido carbónico



Adicionando 1 átomo de oxígeno sucesivamente:
 H_2SO_3 ácido sulfuroso
 H_2SO_4 ácido sulfúrico



Mediante la adición de 1 átomo de oxígeno respectivamente.

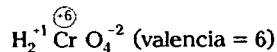


Ejercicios aplicativos

1. ¿Qué nombre tiene el compuesto H_2CrO_4 ?

Resolución

Hallamos el E.O del cromo:

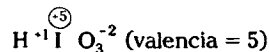


El cromo es un anfótero y actúa con valencias 3 y 6 como no metal. Si actúa con valencia **6** (mayor valencia) el nombre será **ácido crómico**.

2. ¿Cuál es el nombre del compuesto HIO_3 ?

Resolución:

Hallamos el E.O del yodo



El yodo posee valencias:

1 (hipo oso), 3 (. oso) .

5 (. ico) y 7 (hiper o per ico)

Si actúa con valencia **5** se llamará **ácido yódico**.

CLASIFICACIÓN DE OXÁCIDOS

1. **Polihidratados.** Los óxidos ácidos de ciertos no metales pueden combinarse con más de una molécula de agua, para diferenciarlos se utilizan los prefijos: meta, piro y orto, según la siguiente tabla:

Prefijo	Para elemento con valencia impar	Para elemento con valencia par
meta	1 anhídrido + 1 H ₂ O	1 anhídrido + 1 H ₂ O
piro	1 anhídrido + 2 H ₂ O	2 anhídrido + 1 H ₂ O
orto	1 anhídrido + 3 H ₂ O	1 anhídrido + 2 H ₂ O

Ejemplos:

- | | |
|---|--|
| 1. Ácido pirocarbonoso (C = 2, 4)
$2\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_3$ | 3. Ácido ortosilícico (Si = 4)
$\text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4$ |
| 2. Ácido ortofosfórico (P = 1, 3, 5)
$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8 \Rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ | 4. Ácido meta sulfúrico (S=2, 4, 6)
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
(ácido sulfúrico) |

El prefijo **meta** implica una combinación simple de anhídrido y agua, por lo tanto es un oxácido simple y generalmente se omite este prefijo.

Los oxácidos polihidratados tipo **piro**, también se nombran como un poliácido utilizando el prefijo **di** porque poseen dos átomos de no metal.

Ejemplos

- | | |
|---|---|
| 1. $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$ { <ul style="list-style-type: none"> • ácido piro fosforoso • ácido difosforoso | 3. $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ { <ul style="list-style-type: none"> • ácido piro silícico • ácido disilícico |
| 2. $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$ { <ul style="list-style-type: none"> • ácido piro arsénico • ácido diarsénico | 4. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ { <ul style="list-style-type: none"> • ácido piro sulfúrico • ácido disulfúrico |

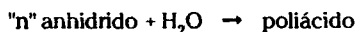
El prefijo **ORTO** indica la presencia de 3 átomos de hidrógeno si el no metal posee valencia impar y 4 átomos de hidrógeno si posee valencia par. Los **oxácidos más importantes** de B, P, As, Sb y Si son de este tipo y generalmente se omite el prefijo **orto** en su nomenclatura.

Ejemplos:

- | | |
|---|---|
| 1. H ₃ BO ₃ ácido ortobórico o bórico | 3. H ₃ PO ₄ ácido ortofosfórico o fosfórico |
| 2. H ₃ PO ₃ ácido ortofosforoso o fosforoso | 4. H ₄ SiO ₄ ácido ortosilícico o silícico |

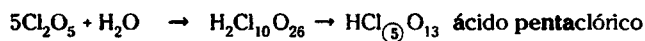
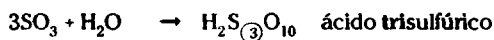
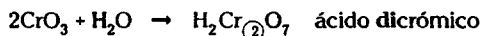
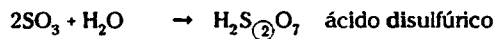
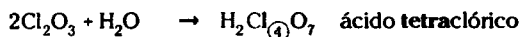
2. **Poliácidos.** Se caracterizan porque sus moléculas poseen 2 o más átomos del no metal por lo cual se usan en la nomenclatura clásica, prefijos: di, tri, tetra, etc., delante del no- metal cuando el ácido posee dos, tres, cuatro, átomos no metálicos, respectivamente.

Obtención general:



Donde: n = 2, 3, 4, 5, etc.

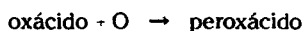
Ejemplos:



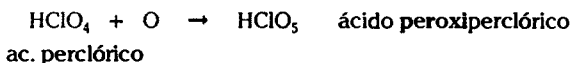
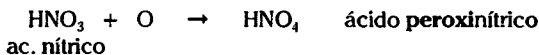
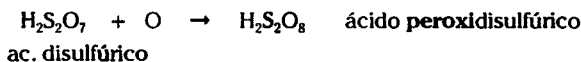
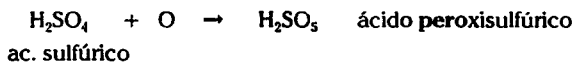
- J. **Peroxiácidos (peroxoácidos).** Se caracterizan porque poseen 1 átomo de oxígeno más que el oxácido correspondiente. En su nomenclatura se utiliza el prefijo peroxi o peroxo y sólo son estables para el estado de oxidación más alto del no metal.

Estructuralmente, se considera que los peroxiácidos resultan de sustituir átomos de oxígeno (O²⁻) del oxácido correspondiente por el grupo peróxido (O₂⁻²).

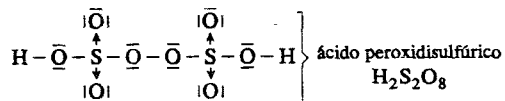
Formulación práctica



Ejemplos:



Las fórmulas de los peroxiácidos no se simplifican debido a la presencia del grupo peróxido ($-\bar{O}-\bar{O}-$)



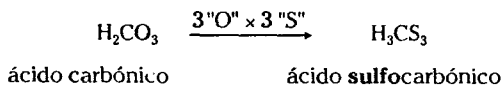
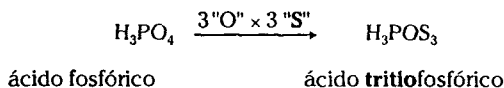
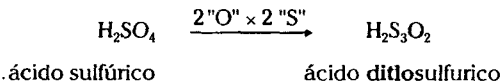
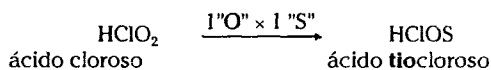
4. **Tioácidos.** Son compuestos que derivan de los oxácidos por sustitución de 1 o más átomos de oxígeno por igual número de átomos de azufre.

Como el azufre es congénere del oxígeno (VIA), poseen propiedades químicas análogas, razón por la cual los átomos de oxígeno pueden ser sustituidos parcial o totalmente por átomos de azufre, generándose así los tioácidos.

Para su nomenclatura se tendrá en cuenta la siguiente tabla:

Prefijo	Número de "O" sustituidos	Número de "S" reemplazantes
tio	1 "O"	1 "S"
ditio	2 "O"	2 "S"
tritio	3 "O"	3 "S"
tetratio	4 "O"	4 "S"
sulfo	todos los "O"	por "S"

Ejemplos:



Ácidos especiales

Son compuestos cuya formulación y nomenclatura son muy particulares, los cuales principalmente participan en la formación de iones y compuestos complejos y también poseen las propiedades típicas de los ácidos.

Fórmula	Nomenclatura clásica
HCN	ácido cianhídrico *
HCNO	ácido clánico
HCNS	ácido tiocianico
H ₃ Fe(CN) ₆	ácido ferricianhídrico
H ₄ Fe(CN) ₆	ácido ferrocianhídrico
HN ₃	azida de nitrógeno

* También toma el nombre de ácido prúsico o metanonitrilo, es un gas altamente venenoso.

IONES

Los iones pueden ser átomos individuales (ion monoatómico) o grupo de átomos (ion poliatómico) que poseen carga eléctrica neta diferente de cero debido a la pérdida o ganancia de electrones. Los iones positivos se denominan **catiónes** y los iones negativos **aniones**.

1. Cationes

Son iones que poseen carga eléctrica positiva. Según el número de átomos se clasifican en:

- a) Monoatómicos
- b) Poliatómicos

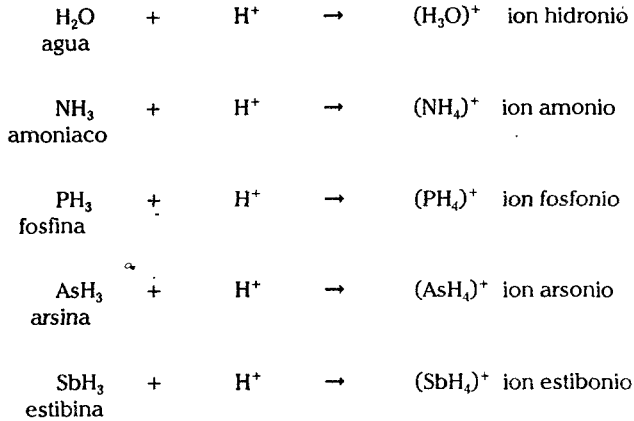
Cationes monoatómicos. Se les aplica el mismo nombre que a los elementos correspondientes precedidos del término **ion** o **catión**. Se emplea nomenclatura de stock y nomenclatura clásica para referirse a ellos.

Ejemplos:

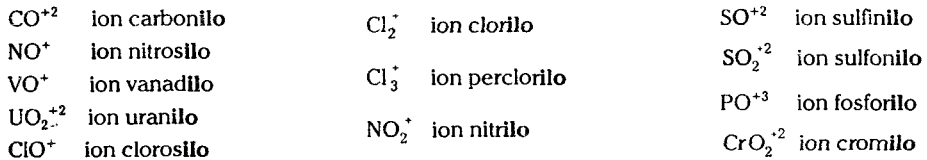
Catión	Nombre de stock	Nombre tradicional
Mg ²⁺	ion magnesio	ion magnésico
Li ⁺	ion litio	ion lítico
Cu ⁺	ion cobre (I)	ion cuproso
Cu ²⁺	ion cobre (II)	ion cúprico
Fe ²⁺	ion hierro (II)	ion ferroso
Fe ³⁺	ion hierro (III)	ion férrico

Cationes Poliatómicos. Se nombran citando los elementos constituyentes, generalmente con nombres comunes o vulgares. En el caso de cationes formados al adicionar 1 protón (H^+) a una molécula neutra, se añade el sufijo ONIO a la raíz del nombre común de la molécula.

Ejemplos:



Otros cationes que poseen oxígeno se nombran con el sufijo ILO



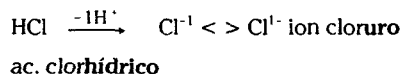
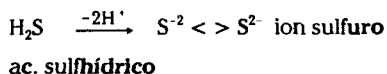
2. Aniones

Son iones de carga eléctrica negativa, aquí también se distinguen 2 tipos:

- a) Aniones monoatómicos
- b) Aniones poliatómicos

a) **Aniones monoatómicos.** Se nombran adicionando a la raíz del nombre del elemento correspondiente el sufijo **uro**. Este nombre debe ir precedido de la palabra **ion**. Para los no metales del grupo VIA y VIIA, derivan de sus hidrácidos por pérdida de 2 ó 1 iones hidrógeno (H^+) respectivamente.

Ejemplos:



En forma análoga se obtienen:

- $\text{Se}^{-2} < > \text{Se}^{2-}$ ion seleniuro
- $\text{Te}^{-2} < > \text{Te}^{2-}$ ion telururo
- $\text{F}^{-1} < > \text{F}^{1-}$ ion fluoruro
- $\text{Br}^{-1} < > \text{Br}^{1-}$ ion bromuro
- $\text{I}^{-1} < > \text{I}^{1-}$ ion yoduro

Otros aniones derivan de hidruros no metálicos:

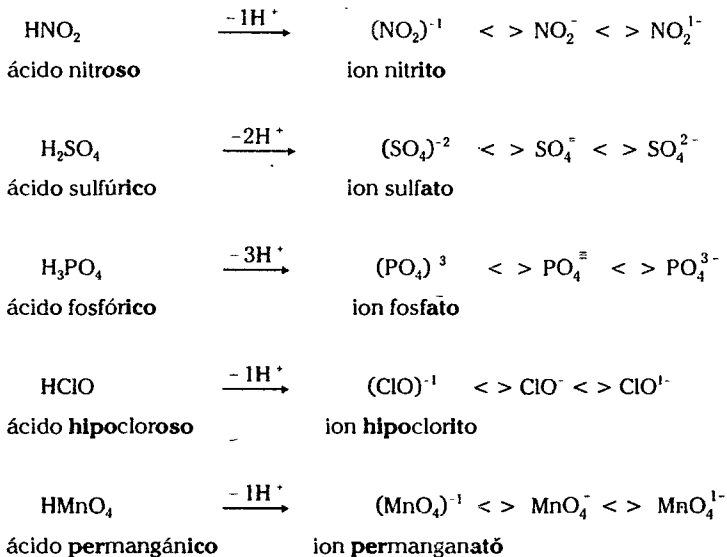
- $\text{N}^{-3} < > \text{N}^{3-}$ ion nitruro
- $\text{C}^{-4} < > \text{C}^{4-}$ ion carburo
- $\text{Sb}^{-3} < > \text{Sb}^{3-}$ ion antimoniuro
- $\text{P}^{-3} < > \text{P}^{3-}$ ion fosfuro
- $\text{As}^{-3} < > \text{As}^{3-}$ ion arseniuro

Existe una excepción: el ion O^{-2} se denomina **ion óxido** (no termina en URO).

b) **Aniones poliatómicos.** Se pueden formular en la mayoría de casos al quitar 1 o más iones hidrógeno de un ácido oxácido. La nomenclatura clásica consiste en cambiar la terminación **oso** e **ico** de oxácidos por la terminación **ito** y **ato** respectivamente, según la siguiente tabla:

ÁCIDO	raíz	OSO	→	ION	raíz	ITO
ÁCIDO	raíz	ICO	→	ION	raíz	ATO

Ejemplos:



Otros aniones importantes:

Anión	Nombre
NO_3^{-1}	nitrato
SO_2^{-2}	hiposulfito
SO_3^{-2}	sulfito
IO_3^{-1}	yodato
CO_3^{-2}	carbonato
BrO^{-1}	hipobromito

BrO_2^{-1}	bromito
BrO_3^{-1}	bromato
ClO_2^{-}	clorito
ClO_3^{-}	clorato
ClO_4^{-}	perclorato

Anión	Nombre
SeO_4^{-2}	seleniato
MnO_4^{-2}	manganato
BO_3^{-3}	borato
CrO_4^{-2}	cromato
$\text{B}_4\text{O}_7^{-2}$	tetraborato
$\text{P}_2\text{O}_7^{-2}$	pirofosfato o difosfato

$\text{S}_2\text{O}_8^{-2}$	peroxidisulfato
$\text{Si}_2\text{O}_5^{-2}$	disilicato
IO^{-}	hipoyodito
IO_2^{-}	yodito
IO_4^{-}	hiperyodato

Algunos aniones poliatómicos de oxígeno poseen el sufijo **ido**

- OH^{-1} ion hidróxido
- O_2^{-2} ion peróxido

Otros aniones derivan de ácidos especiales como:

- CN^{-1} ion cianuro
- $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-3}$ ion ferricianuro
- CNS^{-1} ion tiocianato
- $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-4}$ ion ferrocianuro
- CNO^{-1} ion cianato

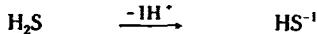
Todos los aniones citados en los ejemplos anteriores son **aniones neutros**.

Aniones ácidos. Derivan de ácidos oxácidos o de hidrácidos por sustitución parcial de sus hidrógenos, por lo tanto, el anión posee átomos de hidrógeno ionizables o sustituibles. Se nombran de acuerdo a la nomenclatura tradicional teniendo en cuenta el siguiente cuadro:

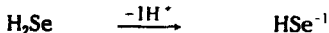
Número de iones hidrógeno no sustituidos	Prefijo	Sufijo
La mitad	bi	-
1H	hidrógeno	ácido
2H	dihidrógeno	diácido
3H	trihidrógeno	triácido
⋮	⋮	⋮

Ejemplos:

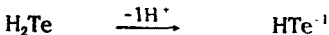
Derivados de ácidos hidrácidos



- ac. sulfhídrico
- sulfuro ácido
 - hidrógeno sulfuro
 - bisulfuro

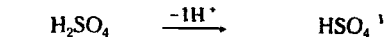


- ac. selenhídrico
- seleniuro ácido
 - hidrógeno seleniuro
 - biseleniuro

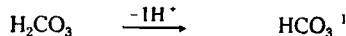


- ac. telurhídrico
- telururo ácido
 - hidrógeno telururo
 - bitelururo

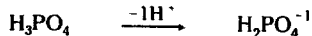
Derivados de ácidos oxácidos



- ac. sulfúrico
- sulfato ácido
 - hidrógeno sulfato
 - bisulfato



- ac. carbónico
- carbonato ácido
 - hidrógeno carbonato
 - bicarbonato



- ac. fosfórico
- fosfatodiácido
 - dihidrógeno fosfato

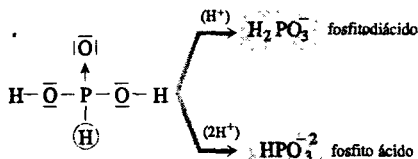
Anomalías de los ácidos del fósforo

En química inorgánica, el ácido hipofosforoso H_3PO_2 y el ácido fosforoso H_3PO_3 son los únicos ácidos conocidos que poseen átomos de hidrógeno **no sustituibles** o **no ionizables**; esto quiere decir que, al disolverse en agua, no forman ion hidrógeno o protón (H^+).

El ácido hipofosforoso H_3PO_2 posee en su molécula dos átomos de hidrógeno no ionizables (hidrógenos que forman el enlace H - P, que es muy estable) y sólo posee un átomo de hidrógeno ionizable (O-H), por lo tanto, es un ácido monoprótico (genera $1H^+$)



El ácido fosforoso H_3PO_3 posee un átomo de hidrógeno no ionizable y dos átomos de hidrógeno ionizable, por lo tanto es un ácido diprótico (genera $2H^+$).



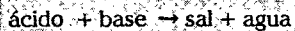
El H_3PO_4 (ácido fosfórico no posee anomalía, es un ácido triprótico).

Tanto aniones como cationes serán usados para formular y nombrar a las sales.

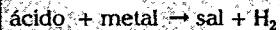
FUNCIÓN SAL

Obtenciones generales

1. Reacción de neutralización



2. Reacción de desplazamiento

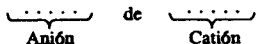


Formulación general

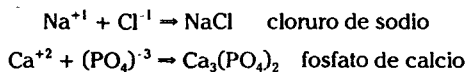


Nomenclatura

Debe nombrarse primero el anión y luego el catión de acuerdo a la nomenclatura de iones que se trató anteriormente, es decir:



Ejemplos:

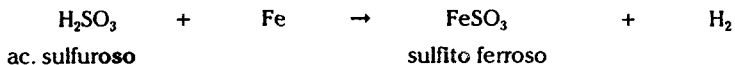
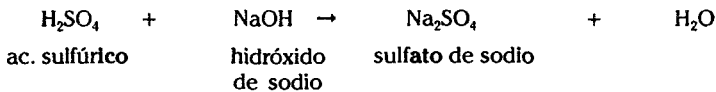


TIPOS DE SALES

I. De acuerdo al tipo de ácido origen son de dos tipos:

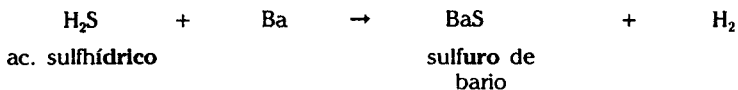
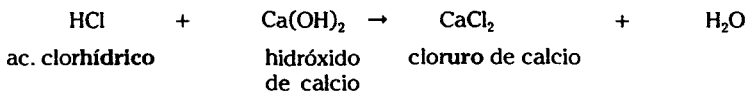
1. Sal **oxisal**, deriva de un ácido oxácido

Ejemplos:



2. Sal **haloidea**, deriva de un ácido hidrácido.

Ejemplos:



Se observa de que las oxisales poseen átomos de oxígeno, mientras que las sales haloideas no.

II. Según su constitución, la sales oxisales y las sales haloideas se dividen a su vez en cinco tipos importantes que son:

- Sales neutras
- Sales ácidas
- Sales básicas
- Sales dobles
- Sales hidratadas

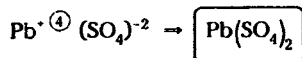
1. Oxisales

- a) **Oxisales neutras.** Son aquellas que derivan de la sustitución total de iones hidrógeno de un ácido oxácido con cationes. Esto significa que los aniones también son neutros, es decir, no llevan hidrógenos sustituibles o ionizables

Ejemplos: Formular

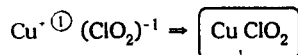
Sulfato de plomo (IV)

- Fórmula del ion sulfato: $(\text{SO}_4)^{-2}$
- Fórmula del ion plomo (IV): Pb^{+4}
- Fórmula del sulfato de plomo (IV):



Clorito de cobre (I)

- Ion clorito : $(\text{ClO}_2)^{-1}$
- Ion cobre (I) : Cu^{+1}
- Fórmula de la sal:



Hiposulfito de hierro (III)

- $\text{Fe}^{+3} (\text{SO}_2)^{-2} \rightarrow \boxed{\text{Fe}_2(\text{SO}_2)_3}$

Dicromato de potasio

- $\text{K}^{+1} (\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2} \rightarrow \boxed{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$

Fosfato de calcio

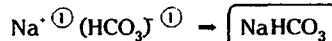
- $\text{Ca}^{+2} (\text{PO}_4)^{-3} \rightarrow \boxed{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}$

- b) **Oxisales ácidas.** Derivan de la sustitución parcial de iones hidrógeno de un ácido oxácido con cationes. es decir, poseen **aniones ácidos.**

Ejemplos: formular los compuestos

Bicarbonato de sodio

- Anión bicarbonato : $(\text{HCO}_3)^{-1}$
- Cation sodio : Na^{+1}
- Fórmula de la sal :

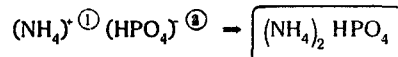


Llamado también:

- Carbonato ácido de sodio
- Hidrógeno carbonato de sodio

Fosfato ácido de amonio

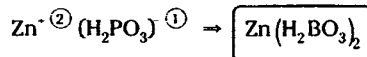
- Anión fosfato ácido : $(\text{HPO}_4)^{-2}$
- Cation amonio : $(\text{NH}_4)^{+1}$
- Fórmula de la sal :



- hidrógeno fosfato de amonio

Borato diácido de Zinc

- Anión boratodiácido : $(\text{H}_2\text{BO}_3)^{-1}$
- Cation zinc : Zn^{+2}
- Fórmula de la sal :



- dihidrógeno borato de zinc

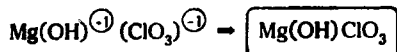
- c) **Oxisales básicas.** Se originan por sustitución parcial de iones hidróxido $(\text{OH})^{-1}$ de la correspondiente base con anión procedente de un ácido oxácido.

Para la nomenclatura clásica se coloca entre el nombre del anión y del catión la palabra **básico, dibásico,** etc, según la cantidad de iones hidróxido $(\text{OH})^{-1}$ que quedan en el catión que se forma de la base. Otra forma de nombrar es usando el prefijo **hidroxi, dihidroxi,** etc.

Ejemplos: formular:

Clorato básico de magnesio

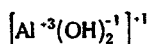
- Anión clorato: $(\text{ClO}_3)^{-1}$
- Cation básico de magnesio:
 $[\text{Mg}^{+2}(\text{OH})^{-1}]^{+1}$
- Fórmula de la sal:



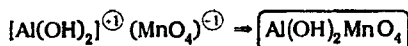
- hidroxiclорato de magnesio

Permanganato dibásico de aluminio

- Anión permanganato: $(\text{MnO}_4)^{-1}$
- Cation dibásico de aluminio:



- Fórmula de la sal:



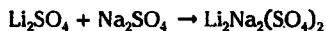
- Dihidroxipermanganato de aluminio

- d) Oxisales dobles.** Son aquellas que poseen dos clases o categorías de cationes o aniones en su estructura cristalina. Aquí trataremos las sales dobles con dos cationes diferentes, por ser los más importantes. Se obtienen mediante la unión química de dos sales de metales diferentes y que poseen el mismo anión.

Para su nomenclatura se usa la palabra **doble** antes del nombre de los cationes, que se nombran en orden alfabético.

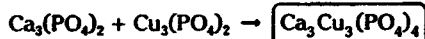
Formular:

Sulfato doble de litio y sodio

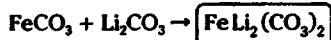


Simplificando se tiene: $\boxed{\text{LiNaSO}_4}$

Fosfato doble de calcio y cobre (II)



Carbonato doble ferroso - lítico



- e) Oxisales hidratadas.** Son aquellas que presentan moléculas de agua de hidratación o cristalización en su estructura, unidos mediante enlace coordinado o dativo, en los que el agua mantiene su individualidad molecular.

La fórmula general es:



Nomenclatura: Primero se nombra la sal anhidra y a continuación se indica la cantidad de moléculas de agua de hidratación, utilizando los términos: hidratado, dihidratado, trihidratado, tetrahidratado, pentahidratado, etc., si hay 1, 2, 3, 4, 5, etc., moléculas de H_2O respectivamente.

Ejemplos:

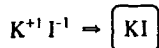
- $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
sulfato de calcio dihidratado ("yeso")
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
carbonato de sodio decahidratado ("sosa de lavanderías")
- $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
sulfato doble de aluminio y potasio dodecahidratado ("alumbre")
- $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
tetraborato de sodio decahidratado ("bórax")

Los nombres indicados entre paréntesis son nombres comunes o vulgares.

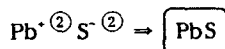
2. Sales haloideas.

- a) **Haloideas neutras.** Derivan de la sustitución total de hidrógenos de un ácido hidrácido por cationes, por lo cual sus aniones son iones monoatómicos de los grupos VIA y VIIA.

Yoduro de potasio

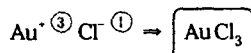


Sulfuro de plomo (II)



Llamado también sulfuro plumboso

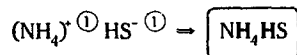
Cloruro de oro (III)



- cloruro aúrico
- tricloruro de oro

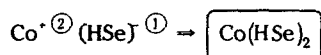
- b) **Haloideas ácidas.** Derivan de la sustitución parcial de iones hidrógeno de un ácido hidrácido del grupo VIA por cationes, es decir, poseen aniones ácidos de hidrácidos de VIA.

Sulfuro ácido de amonio



- bisulfuro de amonio

Seleniuro ácido de cobalto (II)

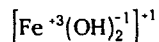


- biseleniuro de cobalto (II)

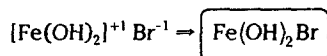
- c) **Haloideas básicas.** Derivan de la sustitución parcial de iones hidróxido $(OH)^{-1}$ con aniones monoatómicos de los grupos VIA y VIIA

Bromuro dibásico de hierro (III)

- Anión bromuro: Br^{-1}
- Cation dibásico de hierro (III):



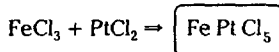
- Fórmula de la sal:



- dihidroxibromuro de hierro (III)

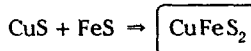
- d) **Haloideas dobles.** Es análogo a oxisales dobles.

Cloruro doble de hierro (III) y platino (II)



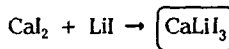
- cloruro doble férrico platinoso

Sulfuro doble de cobre (II) y hierro (II)



- sulfuro doble cúprico-ferroso

Yoduro doble de calcio y litio



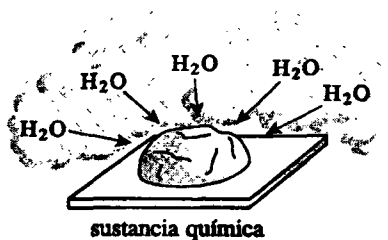
- e) **Haloideas hidratadas.** Es análogo a oxisales hidratadas.

- $CaCl_2 \cdot 5H_2O$
Cloruro de calcio pentahidratado
- $BaS \cdot 7H_2O$
Sulfuro de bario heptahidratado

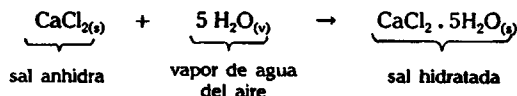
DELICUESCENCIA

Es la propiedad que presentan algunas sales y óxidos, principalmente, de absorber moléculas de vapor de agua del aire húmedo para formar hidratos. Este fenómeno ocurre si la presión parcial de vapor de agua en el aire es mayor a la presión de vapor del sistema hidrato a la temperatura dada.

Figura 9.2 Fenómeno de delicuescencia



El cloruro de calcio CaCl_2 , es uno de los más conocidos delicuescentes, el proceso de absorción se puede escribir así:



El cloruro de magnesio $\text{MgCl}_{2(s)}$ es otro delicuescente que aparece muchas veces como impurezas en la sal de mesa o de cocina. Por lo tanto, ésta humedece, se aglomera y no se vierte con facilidad, por lo cual se recomienda que la sal de cocina sea purificada.

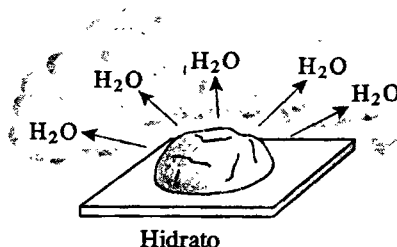
Ciertas sustancias delicuescentes tienen gran capacidad para atraer moléculas de agua del aire, e incluso hasta para formar soluciones saturadas, estas sustancias se llaman **higroscópicas**, y se emplean generalmente como secantes. Entre los principales secantes tenemos: dicloruro de zinc (ZnCl_2), dicloruro de calcio (CaCl_2), ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado, hidróxido de potasio (KOH), perclorato de magnesio ($\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$), decaóxido de tetrafósforo (P_4O_{10}), etc.

En el laboratorio se emplean normalmente para realizar experimentos en presencia de aire seco. También se emplean para conservar medicamentos y alimentos que pueden deteriorarse por acción de la humedad.

E FLORESCENCIA

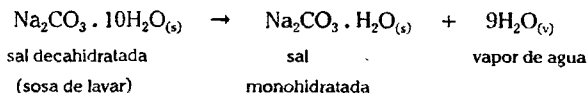
Es la propiedad que presentan algunas sales y óxidos hidratados, de perder su agua de hidratación o agua de cristalización por exposición al aire, para transformarse en un hidrato inferior o en un sólido anhidro. Las moléculas del agua tienen tendencia a escapar del cristal, cuando lo hacen ejercen una presión que es conocida como la presión de vapor del hidrato sólido que debe ser mayor a la presión parcial de vapor de agua en el medio ambiente donde ocurre este fenómeno.

Figura 9.3 Fenómeno de Eflorescencia

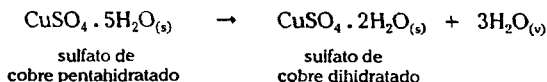


Ejemplos:

- Una sustancia eflorescente conocida es la sosa de lavar:



- La conversión del sólido cristalino de color azul $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en sólido blanco $\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ por exposición al aire:



- La conversión de "yeso" en sulfato de calcio anhidro



Nombres comunes de los compuestos inorgánicos

A continuación planteamos los nombres comunes de los compuestos inorgánicos más importantes en la industria, otros son utilizados como reactivos típicos en reacciones inorgánicas y orgánicas, y otros constituyen las sustancias que usamos a diario para la limpieza del hogar o en la construcción civil (yeso, cal viva, sílice, etc).

Hidruros

Nombre común	Fórmula	Nombre sistemático
Difosfano	P_2H_4	tetrahidruro de difosforo
Hidrazina	N_2H_4	tetrahidruro de dinitrógeno
Amoniaco	NH_3	trihidruro de nitrógeno
Ácido hidrazoico	N_3H	hidruro de trinitrógeno
-	$AlLiH_4$	tetrahidruro doble de aluminio y litio
-	$NaBH_4$	tetrahidruro doble de boro y sodio

Óxidos

Nombre común	Fórmula	Nombre sistemático
Cal viva	CaO	monóxido de calcio
Alúmina	Al_2O_3	trióxido de dialuminio
Hematita	Fe_2O_3	trióxido de dihierro
Litargirio	PbO	monóxido de plomo
Magnetita	Fe_3O_4	tetraóxido de trihierro
Minio de plomo	Pb_3O_4	tetraóxido de triplomo
Óxido nitroso	N_2O	monóxido de dinitrógeno
Óxido nítrico	NO	monóxido de nitrógeno
Pirolusita	MnO_2	dióxido de manganeso
Oxilita	Na_2O_2	peróxido de sodio
Sílice, arena pura o cuarzo	SiO_2	dióxido de silicio

Hidróxido

Nombre común	Fórmula	Nombre sistemático
Cal apagada	$Ca(OH)_2$	hidróxido de calcio
Leche de magnesia	$Mg(OH)_2$	hidróxido de magnesio
Sosa cáustica	KOH	hidróxido de potasio
Soda cáustica	$NaOH$	hidróxido de sodio

d. Ácidos

Ácido muriático $\text{HCl}_{(\text{ac})}$ al 36 % en peso

Ácido sulfúrico fumante ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{l})}$ y $\text{SO}_{3(\text{g})}$)

Agua regía, es mezcla de HCl al 75 % en volumen y 25 % HNO_3

Agua fuerte, solución concentrada de $\text{HNO}_{3(\text{ac})}$

e. Sales oxisales

Nombre común	Fórmula	Nombre sistemático
Perlas de borax	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	tetraborato de sodio decahidratado
Calcita o mármol	CaCO_3	carbonato de calcio
Dolomita	$\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$	carbonato doble de calcio y magnesio
Malaquita	$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$	carbonato básico de cobre (II)
Rodocrosita	MnCO_3	carbonato de manganeso (II)
Siderita	FeCO_3	carbonato de hierro (II)
Sosa de lavar	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	carbonato de sodio decahidratado
Smithsonita o calamina	ZnCO_3	carbonato de zinc
Nitro de chile	NaNO_3	nitrato de sodio
Salitre	KNO_3	nitrato de potasio
Alumbre de potasio	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	sulfato doble de aluminio y potasio dodecahidrato
Alumbre de sodio	$\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	sulfato doble de aluminio y sodio dodecahidrato
Baritina	BaSO_4	sulfato de bario
Celestina	SrSO_4	sulfato de estroncio
Sal de epton	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	sulfato de magnesio heptahidratado
Sal de glauber	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	sulfato de sodio decahidratado
Sal de mohr	$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	sulfato doble de amonio y hierro (II) hexahidratado
Vitriolo azul	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	sulfato de cobre (II) pentahidratado
Vitriolo verde	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	sulfato de hierro (II) hepta hidratado
Yeso	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	sulfato de calcio dihidratado
Fosforita	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	fosfato de calcio

f. Sales haloideas

Nombre común	Fórmula	Nombre sistemático
Calomelano	Hg_2Cl_2	dicloruro de mercurio
Halita o sal gema	$NaCl$	cloruro de sodio
Silvita o silvina	KCl	cloruro de potasio
Criolita	Na_3AlF_6	hexafluoruro doble de aluminio y trisodio
Argentita	Ag_2S	sulfuro de plata
Blenda, esfalerita	ZnS	sulfuro de zinc
Calcopirita	$CuFeS_2$	disulfuro doble de cobre y hierro
Calcosina o calcosita	Cu_2S	sulfuro de cobre
Cinabrio	HgS	sulfuro de mercurio (II)
Galena	PbS	sulfuro de plomo (II)
Oropimente	As_2S_3	trisulfuro de arsénico
Pirita	FeS_2	disulfuro de hierro

Aleación

Son mezclas homogéneas de dos o más elementos. En la práctica tienen muchas aplicaciones. Cita las más importantes.

Nombre de la aleación	Composición
Acero	hierro + carbono (entre 0,10 % y 1,5 %)
Acero dulce	acero con menos de 0,20 % C
Acero inoxidable	acero con cromo y níquel
Latón	cobre (64 %) + zinc (36 %)
Bronce	cobre + estaño (proporción variable)
Oro de 18 kilates	oro + cobre (en proporción de 18: 6 por cada 24 gramos de aleación)
Plata esterlina	plata + cobre (en proporción de 92,5: 7,5)

Otras sales

Nombre común	Fórmula	Nombre sistemático
Azul de prusia	$Fe_4[Fe(CN)_6]_3$	ferrocianuro de hierro (III)
Azul de Turnbull	$Fe_3[Fe(CN)_6]_2$	ferricianuro de hierro (II)
-	NH_4SCN	tiocianato de amonio
-	$Fe(CNO)_3$	cianato de hierro (III)

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Determine los estados de oxidación del carbono, nitrógeno y azufre en los siguientes compuestos:

Glucosa: $C_6H_{12}O_6$

Azida de hidrógeno: HN_3

Peroxodisulfato de potasio: $K_2S_2O_8$

Resolución:

Aplicando las reglas de los estados de oxidación:

$$C_6^x H_{12}^+ O_6^{-2} \Rightarrow 6x + 1(12) - 2(6) = 0$$
$$\therefore x = 0$$

$$H^+ N_3^x \Rightarrow +1 + 3x = 0$$

$$\therefore x = -1/3$$

$$K_2^{-1} S_2^x O_8^{-2} \Rightarrow +1(2) - 2(x) - 2(8) = 0$$
$$\therefore x = +7$$

Problema 2

Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. La valencia de un átomo es el número de enlaces covalentes
- II. El estado de oxidación es la carga que adquiere un átomo cuando transfiere sus electrones de valencia a otro átomo más electronegativo
- III. La valencia y el estado de oxidación del hidrógeno siempre poseen el mismo valor numérico en un compuesto.

Resolución:

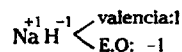
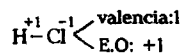
Analizando cada una de las proposiciones:

- I. Es verdadero, porque la valencia o capacidad de combinación de un átomo es igual al número de electrones que hace intervenir para formar enlaces covalentes en la formación de la molécula de un compuesto.
- II. Es falso, porque en un compuesto covalente significa la carga que adquiere un átomo si los electrones compartidos son ganados o perdidos previa ruptura de enlaces.

- III. Es verdadero, porque el hidrógeno posee 1 orbital desapareado por lo cual forma sólo un enlace covalente simple, además su estado de oxidación es +1 ó -1.

Ejemplo:

Para el hidrógeno:



Rpta: VFV

Problema 3

Respecto a los números de oxidación, ¿qué proposiciones son incorrectas?

- I. Los metales actúan con números de oxidación positivos, excepto cuando actúan con el hidrógeno.
- II. Todos los no metales actúan con números de oxidación positivos cuando se combinan con el oxígeno.
- III. El hidrógeno actúa con número de oxidación cero en su molécula diatómica
- IV. El oxígeno tiene número de oxidación +2 cuando se combina con el flúor.

Resolución:

Analizando las proposiciones:

- I. Es falso, porque los metales siempre actúan con números de oxidación positivos en todos sus compuestos.
- II. Es falso, porque el flúor actúa con estado de oxidación negativo (-1) frente al oxígeno, el compuesto es F_2O .
- III. Es verdadero, porque el hidrógeno, como todo elemento al estado libre, posee estado de oxidación igual a cero.
- IV. Es verdadero, porque el flúor es más electronegativo que el oxígeno, $F_2^{-1} O^{-2}$

Rpta: I y II

Problema 4

Un compuesto está formado por 3 elementos, de los cuales uno de ellos es no metal ¿Qué tipos de función química puede ser?

- I. óxido ácido IV. ácido hidrácido
- II. sal oxisal V. sal ácido
- III. ácido oxácido VI. sal doble

Resolución:

Si el compuesto posee 3 elementos y uno de ellos es no metal entonces los otros 2 elementos pueden ser metal o hidrógeno.

Ejemplos:

- Sal oxisal → CaCO_3
- Oxácido → H_2SO_4
- Sal ácida → $\text{Ca}(\text{HTE})_2$
- Sal doble → KNaS

Rpta: II, III, V y VI

Rpta: I y III

Problema 5

¿Cuántos de los siguientes óxidos son de carácter ácido y de carácter básico respectivamente?

- CaO , Mn_2O_7 , Cl_2O
- CoO , MgO , Au_2O_3

Resolución:

Los óxidos de carácter ácido o anhídrido se forman con no metales: Cl_2O , o también con metales como el Mn, V y Cr usando estados de oxidación altos (+4, +5, +6 y +7): Mn_2O_7 .

Por otro lado, los óxidos de carácter básico se forman con los metales: CaO , CoO , MgO y Au_2O_3 .

Rpta: 2 y 4

Problema 6

Indicar las proposiciones correctas:

- I. Los hidruros metálicos son de carácter básico.
- II. Los hidruros no metálicos de los grupos IIIA, IVA y VA tienen propiedades ácidas.
- III. El H_2S , sulfuro de hidrógeno y el cloruro de hidrógeno HCl enrojecen el papel tornasol.
- IV. Todos los hidróxidos poseen un metal en su fórmula unidad.

Resolución:

Considerando las proposiciones dadas:

- I. Es verdadero, porque los hidruros metálicos poseen el ion hidruro (H^-) de carácter básico.
- II. Es falso, porque el metano (CH_4), amoníaco (NH_3), diborano (B_2H_6), etc. no tienen propiedades ácidas en disolución acuosa.
- III. Es verdadero, porque el H_2S y el HCl y otros hidruros de grupos VIA y VIIA manifiestan propiedades ácidas en solución acuosa.
- IV. Es falso, porque el hidróxido de amonio NH_4OH posee el catión amonio (NH_4)⁺, que no es metálico.

Problema 7

Se dispone de los siguientes óxidos básicos: Na_2O , BaO , Li_2O y PbO_2 ¿Qué nombres corresponden a la nomenclatura tradicional?

- I. Na_2O óxido sódico
- II. Li_2O monóxido litioso
- III. BaO óxido barioso
- IV. PbO_2 óxido plúmbico

Resolución:

En la nomenclatura tradicional o clásica los óxidos básicos se nombran con la palabra óxido seguido del nombre del metal con los sufijos **oso** e **ico**.

Como el plomo actúa con valencia mayor (4) en el PbO_2 , su nombre es óxido plúmbico

Para metales con una sola valencia también se emplea sufijo **ico**, como el sodio tiene valencia única, el compuesto Na_2O , se llama óxido sódico.

En forma análoga:

- Li_2O óxido lítico
- BaO óxido barioso

Rpta: I y IV

Problema 8

Establecer la relación correcta nombre-fórmula de los siguientes óxidos

I. Pentóxido de dicloro

II. Dióxido de azufre

III. Óxido de bromo (III)

IV. Óxido de selenio (IV)

a) SeO_2 b) Br_3O_2 c) Cl_2O_5 d) SO_2

Resolución:

Considerando la nomenclatura sistemática o empleo de prefijos numerales:

Pentóxido de dicloro: Cl_2O_5

Dióxido de azufre: SO_2

Así como la nomenclatura de stock

Óxido de bromo (III): $\text{Br}^{\text{+3}} \text{O}^{\text{-2}} \rightarrow \text{Br}_2\text{O}_3$

Óxido de selenio (IV): $\text{Se}^{\text{+4}} \text{O}^{\text{-2}} \rightarrow \text{SeO}_2$

Rpta: I-c, II-d, III-b, IV-a

Problema 9

Las fórmulas correctas del heptafluoruro de iodo y del dicloruro de mercurio son:

Resolución:

Teniendo en cuenta la nomenclatura sistemática de compuestos binarios, primero se nombra al más electronegativo y luego al menos electronegativo empleando prefijos numerales. Pero, en la formulación, esto es a la inversa; primero se escribe el símbolo del menos electronegativo y luego se escribe el símbolo del más electronegativo.

Heptafluoruro de yodo: IF_7

Dicloruro de mercurio: Hg_2Cl_2

Problema 10

¿Cuál de los siguientes oxácidos posee la formulación incorrecta?

A) Ácido tetrabórico: $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$

B) Ácido disulfúrico: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$

C) Ácido ortoperclórico: H_3ClO_4

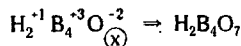
D) Ácido nitroso: HNO_2

E) Ácido ditio carbónico: H_2COS_2

Resolución:

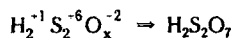
Analicemos cada una de las alternativas

A) Es correcta, porque es poliácido, el prefijo **tetra** indica 4 átomos de boro:

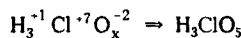


x ó # de átomos de oxígeno se determina con $\Sigma \text{E.O.} = 0$

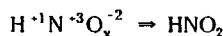
B) Es correcta, porque también es poliácido, el prefijo **di** indica 2 átomos de azufre con valencia = 6



C) Es incorrecta, porque es un ácido polihidratado y posee 1 molécula de H_2O más que el ácido perclórico. Generalmente el prefijo **orto** equivale a 3 átomos de hidrógeno si el oxácido es de un no-metal con valencia impar



D) Es correcta, porque en oxácidos simples del nitrógeno y de halógenos la fórmula lleva un sólo átomo de hidrógeno.



E) Es correcta, porque el ácido carbónico es H_2CO_3 . El prefijo **ditio** indica la sustitución de 2 átomos de O por 2 átomos de S, luego la fórmula del ácido ditiocarbónico será: H_2COS_2

Rpta: C

Problema 11

¿Cuántas de las siguientes sales son derivadas de ácidos hidrácidos?

I. AgNO_3

II. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

III. HgClO_3

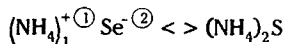
IV. AlKSe_2

V. CaBr_2

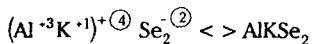
VI. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Resolución

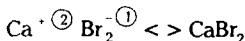
Las sales haloideas derivan de ácidos hidrácidos como:



Sulfuro de amonio, que proviene del H₂S (ac. sulfhídrico)



Seleniuro doble de aluminio y potasio que deriva del H₂Se (ac. selenhídrico)



Bromuro de calcio, que deriva del HBr (ac. bromhídrico)

Rpta: II, IV, V

Problema 12

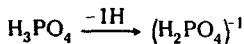
Nombrar los siguientes oxoaniones:



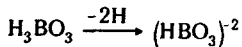
- A) Fosfato ácido, borato ácido, disulfato
- B) Fosfato diácido, borato, tiosulfato
- C) Bifosfato, Biborato, Tiosulfato
- D) Fosfato diácido, borato ácido, tio sulfato
- E) Fosfato ácido, borato diácido, disulfato

Resolución:

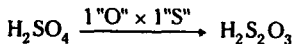
Los oxoaniones derivan de la sustitución parcial o total de hidrógenos en un ácido oxácido.



ac. fosfórico fosfato diácido



ac. bórico borato ácido



ac. sulfúrico ac. tiosulfúrico
 $|-2\text{H}^+$
 $(\text{S}_2\text{O}_3)^{-2}$
 tiosulfato

Rpta: D

Problema 13

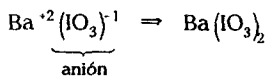
¿Cuál de los siguientes compuestos no tiene la fórmula correcta del anión correspondiente?

- A) Yodato de bario: IO_3^{-1}
- B) Cianato de calcio: SCN
- C) Fosfuro de sodio: P^3
- D) Sulfito doble de aluminio y potasio: SO_3^{-2}
- A) Dihidrógeno fosfato de potasio: $\text{H}_2\text{PO}_4^{-}$

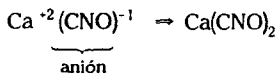
Resolución:

Analizando las alternativas

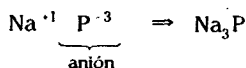
- A) Yodato de bario



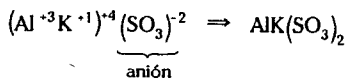
- B) Cianato de calcio



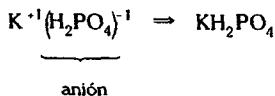
- C) Fosfuro de sodio



- D) Sulfito doble de aluminio y potasio



- E) Dihidrógeno fosfato de potasio



El anión SCN^{-} es tiocianato

Rpta: B

Problema 14

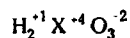
Un no metal "X" forma parte de un oxoanión ácido que al combinarse con un metal "M" forma la oxisal ácida correspondiente.

¿Cuál es la fórmula de la oxisal ácida, si X y M poseen estados de oxidación +4 y +2 respectivamente?

- A) M_2HXO_3 B) M_2XO_3 C) $M(HXO_3)_2$
 D) $M(XO_3)_2$ E) $M(H_2XO_4)_2$

Resolución:

El oxácido de X si actúa con E.O = +4, es



Al sustituir 1H se forma el oxoanión ácido $(HXO_3)^{-1}$

Luego por combinación con el metal:



Rpta: C

Problema 15

¿Cuáles son sales ácidas?

- I. NH_4Cl IV. $LiHSO_4$
 II. Na_2HPO_3 V. NH_4HS
 III. KH_2PO_2 VI. $(NH_4)_3PO_4$

Resolución:

Las sales ácidas son aquellas que poseen iones hidrógeno sustituibles porque poseen aniones ácidos en su fórmula

- I. NH_4Cl posee el anión cloruro Cl^{-1} , que no tiene hidrógenos sustituibles, por lo cual es **sal neutra**
 II. Na_2HPO_3 posee el anión fosfito ácido $(HPO_3)^{-2}$
 El único hidrógeno que posee **no es sustituible** (anomalías en ácidos del fósforo) por lo cual es **sal neutra**
 III. KH_2PO_2 posee el anión hipofosfito $(H_2PO_2)^{-1}$ posee 2H **no sustituibles** (anomalías en ácidos del fósforo), la sal es neutra

- IV. $LiHSO_4$, el anión sulfito ácido $(HSO_3)^{-1}$ tiene 1H sustituible, la sal es ácida.
 V. NH_4HS , el anión sulfuro ácido $(HS)^{-1}$ tiene 1H sustituible, la sal es ácida.
 VI. $(NH_4)_3PO_4$, el anión fosfato $(PO_4)^{-3}$ no tiene H sustituibles, la sal es neutra.

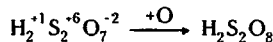
Rpta: IV y V

Problema 16

¿Cuál es la relación del número de átomos por unidad fórmula del peroxidisulfato doble de litio y sodio respecto del pirofosfato diácido de amonio?

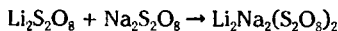
Resolución:

I. Formulando la 1ra. sal:



ac. disulfúrico ac. peroxidisulfúrico
 Luego el anión: $(S_2O_8)^{-2}$
 peroxidisulfato

La sal doble:



Simplificando: $LiNaS_2O_8$

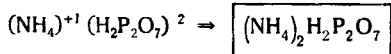
$$\begin{aligned} \text{Número de átomos} &= 1+1+2+8 \\ &= 12 \end{aligned}$$

II. Formulando la 2da sal:



Luego el anión: $(H_2P_2O_7)^{-2}$
 pirofosfato diácido

La sal ácida:



$$\begin{aligned} \text{Número de átomos} &= 5 \times 2 + 2 + 2 + 7 \\ &= 21 \end{aligned}$$

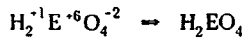
$$\text{La relación: } \frac{LiNaS_2O_8}{(NH_4)_2H_2P_2O_7} = \frac{12}{21}$$

Problema 17

¿Cuántos átomos de oxígeno habrá en 10 unidades fórmula de una oxisal básica de un metal alcalino-térreo si su oxoanión proviene de un ácido oxácido cuyo elemento central pertenece al grupo VIA y actúa con su mayor valencia?

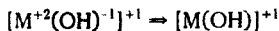
Resolución:

La fórmula del oxácido del elemento "E":

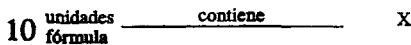


El anión: $(EO_4)^{-2}$

El catión con el prefijo básico:



La fórmula de la sal básica: $[M(OH)]_2EO_4$



$$\Rightarrow x = 60 \text{ átomos "O"}$$

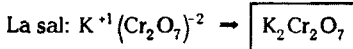
Problema 18

Ordenar las siguientes sales según el número de átomos por unidad fórmula, en forma decreciente.

- I. Dicromato de potasio
- II. Nitrito básico de zinc
- III. Clorato de oro (III)
- IV. Pirofosfato triácido de cadmio

Resolución:

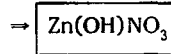
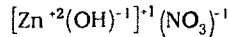
I. El anión dicromato: $(Cr_2^{-6}O_7^{-2})^{-2}$



Número de átomos = 11

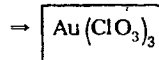
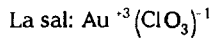
II. El anión nitrito: $(NO_3)^{-1}$

La sal:



Número de átomos = 7

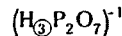
III. El anión clorato: $(ClO_3)^{-1}$



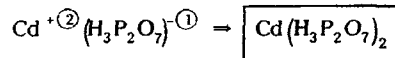
Número de átomos = 13

IV. El ácido pirofosfórico: $H_4^{-1}P_2^{+5}O_7^{-2}$

El anión pirofosfato triácido:



La sal:



Número de átomos = 25

Rpta: IV, III, I, III

Problema 19

¿Qué sales son probablemente eflorescentes?

- I. $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
- II. $ZnCl_2$
- III. $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$
- IV. $MgCl_2$

Resolución:

La eflorescencia es la propiedad por la cual una sustancia elimina moléculas de H_2O en forma de vapor al ser expuesta al aire ambiental.

Esto sucede generalmente en algunos hidratos que poseen gran número de moléculas de agua de cristalización.

Rpta: I y III

Problema 20

Si a la estatua de la Virgen María se colocan 2 granitos de una sustancia sólida en la hendidura de sus ojos, se observa después de un corto tiempo que la virgen empieza a llorar y se mantiene llorando aproximadamente 15 minutos. Indique la propiedad de la sustancia empleada y la fórmula de una de ellas.

- A) Eflorescente - $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- B) Delicuescente - $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
- C) Eflorescente - MgCl_2
- D) Delicuescente - CaCl_2
- E) Delicuescente - $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Resolución:

La sustancia sólida que absorbe humedad ó moléculas de vapor de agua del aire hasta formar una solución saturada y ésta en forma de gotitas de agua líquida se derrama (la estatua de la virgen empieza a llorar), debe ser una sustancia delicuescente (higroscópica).

Estas sustancias se emplean también como desecantes o absorbentes de humedad, en alimentos, medicamentos y otros.

Rpta: D

Problema 21

Indique el compuesto que presenta mayor atomicidad

- A) Ácido ferrocianhídrico
- B) Ácido pentacloroso
- C) Arsina
- D) Ácido arsenioso
- E) Ácido bórico

Resolución:

- A) $\text{H}_4\text{Fe}(\text{CN})_8 \Rightarrow$ atomicidad = 17
- B) $\text{HCl}_5\text{O}_8 \Rightarrow$ atomicidad = 14
- C) $\text{AsH}_3 \Rightarrow$ atomicidad = 4
- D) $\text{H}_3\text{AsO}_3 \Rightarrow$ atomicidad = 7
- E) $\text{H}_3\text{BO}_3 \Rightarrow$ atomicidad = 7

Problema 22

Por cada unidad fórmula, ¿cuál es la relación de números de átomos en sulfato de aluminio respecto al número de átomos en biortosilicato de hierro (III)?

Resolución:

Primero obtendremos la fórmula de cada sal y luego contaremos el número de átomos por cada unidad fórmula.

En sulfato de aluminio tendremos:

El catión es: Al^{+3} Anión: SO_4^{-2}

Fórmula: $\text{Al}^{+3} + (\text{SO}_4)^{-2} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

El número de átomos: $2 + 3 + 12 = 17$

En biortosilicato de hierro (III)

El catión es: Fe^{+3}

El anión proviene del ácido ortosilícico.

$(\text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4)$ al quitar la mitad del número de hidrógenos: $\text{H}_2\text{SiO}_4^{-2}$ (biortosilicato)

Fórmula: $\text{Fe}^{+3} + (\text{H}_2\text{SiO}_4)^{-2} \Rightarrow \text{Fe}_2(\text{H}_2\text{SiO}_4)_3$

El número de átomos: $2 + 6 + 3 + 12 = 23$

La relación pedida será: $\frac{17}{23}$

Problema 23

El óxido de níquel (III) al reaccionar con ácido sulfuroso se forman sulfito níquelico y agua. ¿Cuál es la ecuación química del proceso?

- I. $\text{Ni}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_2 \rightarrow \text{Ni}_2(\text{SO}_2)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- II. $\text{Ni}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NiSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- III. $\text{Ni}_3\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Ni}_2(\text{SO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- IV. $\text{Ni}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Ni}_2(\text{SO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$

Resolución:

Es solo cuestión de identificar la fórmula de cada sustancia:

Óxido de níquel (III): $\text{Ni}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$

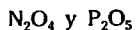
Ácido sulfuroso: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$

Sulfito níquelico: $\text{Ni}^{+3} + (\text{SO}_3)^{-2} \rightarrow \text{Ni}_2(\text{SO}_3)_3$

identificando la ecuación pedida es la indicada en proposición IV.

PROBLEMAS PROPUESTOS

Nombre los siguientes compuestos:



- A) Óxido de nitrógeno (IV), óxido de fósforo.
- B) Tetróxido de dinitrógeno, pentóxido de difósforo.
- C) Tetróxido de nitrógeno, pentóxido de fósforo.
- D) Óxido de nitrógeno, óxido de fósforo.
- E) Dinitruro de oxígeno, difósforo de oxígeno.

Formule los siguientes compuestos:

Pentóxido de dicloro

Decaóxido de tetrafósforo

- A) Cl_5O_2 ; $P_{10}O_4$
- B) Cl_5O_2 ; P_4O_{10}
- C) Cl_2O_5 ; P_4O_{10}
- D) Cl_2O_{10} ; P_4O_{10}
- E) ClO_5 ; P_2O_{10}

La fórmula correcta del dicloruro de azufre es:

- A) SCl_2
- B) S_2Cl_2
- C) S_2ClO_3
- D) $S(ClO_3)_2$
- E) $S_2(ClO_3)_2$

Las fórmulas del hexabromuro de disilicio y del tetranitruro de tetrazufre

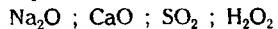
- A) Si_6Br_2 y NS_4
- B) Si_6Br_2 y N_4S
- C) Si_6Br_2 y N_4S_4
- D) Si_2Br_6 y S_4N_4
- E) Si_6Br_2 y NS_4

Indicar las proposiciones correctas:

- I. Los hidruros pueden ser metálicos y no metálicos.
- II. Los óxidos básicos, al ser disueltos en agua, forman hidróxidos.
- III. Las sales haloideas neutras son binarias generalmente.
- IV. Las sales pueden ser ácidas o básicas pero no neutras.

- A) Todas
- B) I y II
- C) III y IV
- D) I, II y III
- E) Sólo IV

6. ¿Qué podría afirmar sobre el siguiente grupo de compuestos?



- A) Son funciones triatómicas.
- B) Son óxidos básicos.
- C) El oxígeno tiene en todos ellos estado de oxidación -2.
- D) Todos son óxidos ácidos.
- E) Son funciones binarias (óxidos)

7. ¿Qué compuesto tiene el nombre correcto?

- A) Mn_2O_7 ; heptaóxido de dimanganeso
- B) CO: óxido de carbono (IV)
- C) Cl_2O_5 ; pentóxido de cloro (II)
- D) SO_3 ; anhídrido sulfuroso (VI)
- E) PbO: óxido plúmbico

8. ¿Qué afirmación considera usted incorrecta?

- A) El oxígeno tiene estado de oxidación -2, excepto en los peróxidos (-1) y en OF_2 (+2).
- B) En los hidruros no metálicos, el hidrógeno generalmente tiene estado de oxidación positivo (+1).
- C) Los elementos en su estado libre tienen estado de oxidación igual a cero.
- D) El estado de oxidación puede ser fraccionario.
- E) En los hidruros metálicos, el hidrógeno actúa con E.O = +1

9. ¿Cuál es el estado de oxidación del arsénico en el ácido piroarsénico y del nitrógeno en el ácido nítrico, respectivamente?

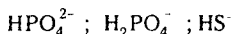
- A) +2, +3
- B) +2, +7
- C) +3, +5
- D) +5, +3
- E) +5, +5

10. ¿Cuál de las siguientes propiedades permite establecer diferencias entre un óxido ácido y un óxido básico?
- A) Los primeros tienen pesos moleculares mayores que los segundos.
 B) Sus reacciones con el agua.
 C) Poseen diferencias en su estado físico.
 D) Sólo los primeros se encuentran en la naturaleza.
 E) Los óxidos básicos por reacción con agua forman peróxidos.
11. ¿Cuál de los siguientes compuestos no tiene su fórmula correcta?
- A) Peróxido de sodio : Na_2O_2
 B) Nitrato de oro (III) : $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$
 C) Ácido fosfórico : H_3PO_4
 D) Bromato de potasio : KBrO_2
 E) Clorato de sodio : Na_2ClO_3
12. ¿Cuál de los siguientes iones está mal nombrado?
- A) Pirofosfato : $\text{P}_2\text{O}_7^{-4}$
 B) Fosfato : PO_4^{-3}
 C) Carbonato : CO_2^{-2}
 D) Cloruro : Cl
 E) Sulfato ácido : HSO_4^-
13. En cuál de los siguientes compuestos el elemento "X" tiene la mayor valencia.
- A) XSO_4 B) X_2MnO_4 C) XMnO_4
 D) $\text{KX}(\text{SO}_4)_2$ E) XCl
14. Un elemento "X" de valencia 4 (de estado de oxidación +4) forma parte del anión de una oxisalácida de cobre II. ¿Cuál será la fórmula de dicha sal?
- A) Cu_2X B) $\text{Cu}_3(\text{HX})_2$
 C) CuXO_3
 D) $\text{Cu}(\text{HXO}_3)_2$ E) $\text{CuH}(\text{XO}_3)_2$
15. Indique el compuesto nombrado correctamente:
- A) $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$: carbonato de bario
 B) $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$: pirofosfato de magnesio (II)
 C) HIO_3 : yodato ácido de hidrógeno
 D) $\text{Sn}(\text{IO})_2$: hipoyodito de zinc
 E) $\text{Pb}(\text{HCO}_3)_2$: bicarbonato plúmbico
16. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene más de cinco átomos por unidad fórmula?
- A) Nitrato de sodio
 B) Cloruro de oro (III)
 C) Permanganato de sodio
 D) Yoduro básico de calcio
 E) Anhídrido cloroso
17. ¿Cuál de los siguientes ácidos contiene la mayor cantidad de oxígenos por fórmula?
- A) Ácido sulfúrico
 B) Ácido perclórico
 C) Ácido ortosilícico
 D) Ácido pirofosforoso
 E) Ácido sulfhídrico
18. Indique la diferencia entre la atomicidad del dicromato de amonio y la atomicidad del ortoarseniato doble de calcio y litio.
- A) 8 B) 12 C) 5
 D) 11 E) 9

19. ¿Cuál de las siguientes proposiciones corresponde a una sal oxalal?

- A) Es un compuesto resultante de la interacción de un ácido con el agua.
- B) Es un compuesto generalmente ternario.
- C) Es siempre un compuesto covalente.
- D) Es siempre una sal básica.
- E) Es siempre una sal neutra.

20. Nombrar los siguientes aniones:



- A) Fosfato ácido, fosfato diácido y sulfuro ácido
- B) Fosfato diácido, fosfato ácido y sulfuro.
- C) Fosfato ácido, fosfato diácido y sulfuro.
- D) Fosfato diácido, fosfato ácido y sulfuro de hidrógeno.
- E) Fosfato ácido, fosfato diácido y sulfuro de hidrógeno.

21. El nombre del talco es pirosilicato básico de magnesio. ¿Cuál es el número de átomos de oxígeno en cinco unidades fórmula del talco?

- A) 20 B) 25 C) 30
- D) 35 E) 15

22. Indique la alternativa que no corresponde:

- A) $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ arcilla
- B) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ herrumbre
- C) $\text{Cu}(90\%) + \text{Al}$ sustancia no corrosible
- D) HgS cinabrio
- E) CH_4 gas formeno

23. Con respecto al ácido sulfúrico, aplicación y propiedades son correctas:

- I. En forma concentrada, es un líquido oleoso cuya densidades 1,8 g/ml

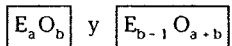
II. Se usa como agente deshidrante y es un ácido fijador.

III. Es muy económico y se puede para disolver metales y limpiar superficies corroídas.

IV. Al mezclar ácido concentrado con agua para preparar ácido diluido, debe añadirse el ácido lentamente al agua y no al revés porque al añadir H_2O al ácido el calor liberado vaporiza parte del agua y puede salpicar.

- A) I B) II C) I y III
- D) III y IV E) Todas

24. Un elemento representativo de número de oxidación impar forma los siguientes óxidos:



Luego, podemos afirmar que el elemento "E" pertenece probablemente al grupo (s)

- A) Sólo VA B) IIIA o VA C) IIA ó VIIA
- D) VA ó VIIA E) Sólo VIIA

25. Un cierto oxácido de fórmula $\text{H}_x\text{As}_y\text{O}_z$, se deshidrata formando un óxido ácido heptatómico. Determinar la atomicidad del poliácido tipo tri del arsénico, sabiendo que actúa con el mismo número de oxidación que el oxácido inicial.

- A) 12 B) 14 C) 15
- D) 10 E) 8

26. Las sustancias higroscópicas se emplean como agentes secantes. De la siguiente relación de compuestos, ¿cuál no tiene esta propiedad?

- A) CaCl_2 B) H_2SO_4 C) KOH
- D) $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ E) BaSO_4

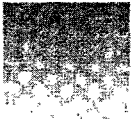
CLAVES

Capítulo

IX

- | | |
|-------|-------|
| 01. B | 14. D |
| 02. C | 15. B |
| 03. B | 16. C |
| 04. D | 17. D |
| 05. D | 18. B |
| 06. E | 19. B |
| 07. A | 20. A |
| 08. E | 21. E |
| 09. C | 22. C |
| 10. B | 23. E |
| 11. E | 24. B |
| 12. C | 25. A |
| 13. D | 26. E |





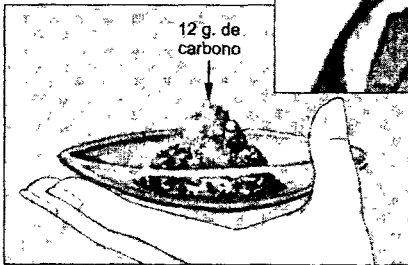
X

CAPÍTULO

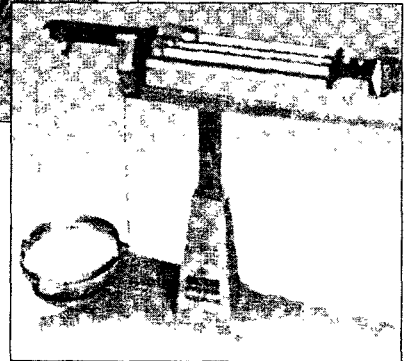
Unidades Químicas de Masa



A.



B.



C.

- Amadeo Avogadro** (1776 - 1856), científico italiano. Su gran contribución a la química que la explicación en términos de átomos y moléculas de las leyes de reacciones químicas entre sustancias gaseosas, observadas experimentalmente por Gay-Lussac. En su honor, el N° de partículas (átomos y moléculas) contenidas en **1 mol** se llama número de avogadro (N_A)
- 12g de carbono, representa **1 mol de C** por lo tanto contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos. El **mol** es una unidad práctica de conteo de partículas (átomos, moléculas, iones, etc.) que emplean frecuentemente los químicos.
- Una balanza, instrumento que mide la masa de las sustancias. Es uno de los instrumentos muy utilizados por los químicos en sus prácticas cotidianas de laboratorio. Pero, ni las balanzas electrónicas de alta sensibilidad puede medir directamente el peso de un átomo o de una molécula.

UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

OBJETIVOS

- Ser capaz de diferenciar masa isotópica, peso (masa) atómico, peso (masa) molecular y peso (masa) fórmula.
- Comprender el concepto de átomo-gramo y molécula-gramo en base a la definición de mol (número de Avogadro).
- Ser capaz de realizar cálculos con mol de átomos y mol de moléculas.
- Interpretar una fórmula química, tanto cualitativa como cuantitativamente.
- Hallar la composición centesimal (C.C.) de un compuesto a partir de su fórmula, y cómo establecer la fórmula empírica (F.E.) y la fórmula molecular (F.M.).

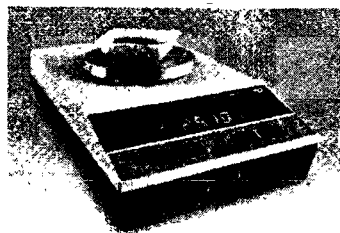
INTRODUCCIÓN

En el laboratorio se practica con un número muy grande de átomos, iones o moléculas, que puede ser un mol de sustancia, submúltiplo o múltiplo de ésta cantidad.

Figura 10.1 De izquierda a derecha, tenemos 32 g de azufre, 12 g de carbono (grafito) y 27 g de aluminio, y cada uno contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos (un mol de átomos).



Figura 10.2. En el laboratorio, la masa se mide con la balanza, hay balanzas de diferentes tipos, según la precisión con la que se quiera trabajar. En la figura se muestra la balanza electrónica granataria de un solo platillo, determina masas con una aproximación de 0,0001 g.



En química es común hablar de ciertas unidades elementales de materia como átomo, molécula, ion, fotón, etc. Pero un experimentador químico ¿tratará de practicar o experimentar con un sólo átomo o una sola molécula o con un solo ion?. Definitivamente que no, es imposible y sería inútil, porque el tamaño y masa de los átomos, moléculas y iones son cantidades extremadamente pequeñas que no pueden ser medidas directamente por los instrumentos de medida empleados en los laboratorios; al contrario, tratar con cantidades mayores es más fácil y útil, puesto que las propiedades de la sustancia dependen de las interacciones de un conjunto de átomos, moléculas o iones.

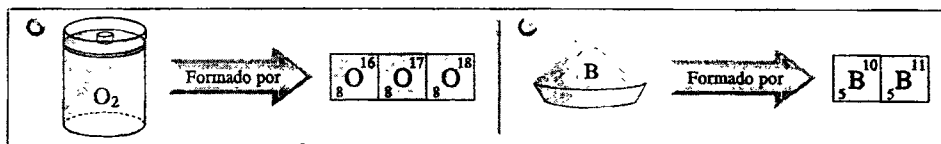
La unidad numérica de conteo en química es el mol; pero antes de definir el mol, definiremos masa atómica, masa molecular, masa fórmula, etc. Para medir la masa relativa de átomos y de moléculas se utiliza una unidad de masa muy pequeña, como es lógico, llamada **unidad de masa atómica** (uma).

En química, los cálculos se realizan con **masas** y no con **pesos**, puesto que el instrumento de medida que se utiliza es la balanza; sin embargo, es común en los químicos utilizar el término **peso** para referirse a **masa**; en el presente texto, utilizamos en forma indiferente estos dos términos.

MASA ISOTÓPICA (m)

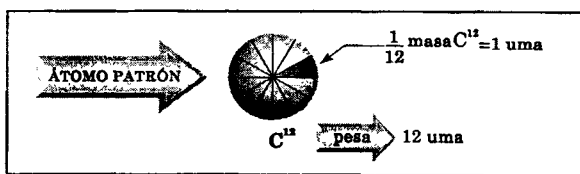
Se debe recordar que un elemento químico es una **mezcla de isótopos**. Tomemos como ejemplo dos elementos: oxígeno y boro.

Figura 10.3 Oxígeno y boro formado por sus respectivos isótopos



La masa atómica relativa de un isótopo se llama **masa isotópica**, se mide en un aparato llamado espectrómetro de masas, para ello se fija convencionalmente una unidad, llamada unidad de masa atómica (uma), que viene a ser la doceava $\left(\frac{1}{12}\right)$ parte de la masa del átomo de carbono-12, así:

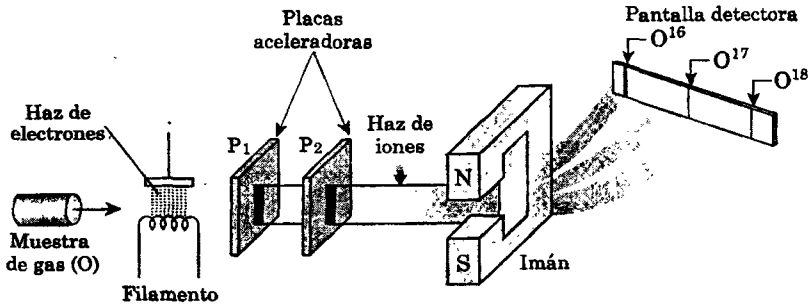
Figura 10.4 El isótopo C^{12} es el átomo patrón para determinar la escala de pesos atómicos.



Equivalencia $1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$

El espectrómetro de masas, además de indicar la masa atómica relativa de los isótopos de un elemento, indica la abundancia de cada isótopo. La siguiente ilustración corresponde a los isótopos naturales del oxígeno.

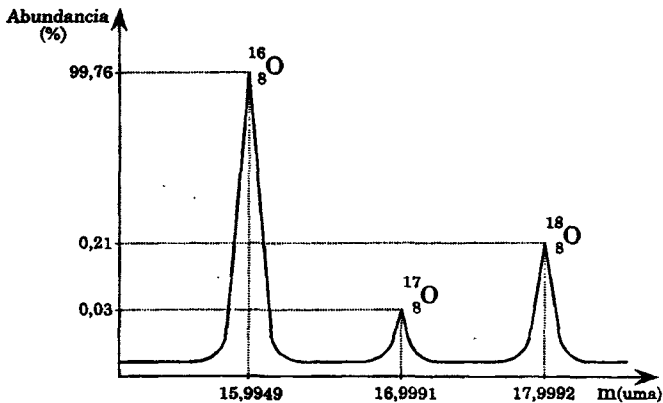
Figura 10.5 Espectrómetro (espectrógrafo) de masas, instrumento que sirve para determinar la masa relativa de los isótopos llamada *masa isotópica*.



A continuación explicamos los fenómenos que ocurren en la figura anterior: la muestra del gas monoatómico del oxígeno (O) al pasar cerca al **filamento** es afectado por el **haz de electrones** que de él emana, provocando que se ionice en O^{+1} , O^{+2} . . . ; estos **cationes** son acelerados por las **placas** P_1 y P_2 y luego al pasar por el **campo magnético** sufren una desviación cuyo radio de curvatura será mayor cuanto más pesado sea el catión. En este caso cada isótopo del oxígeno dejará una huella que la identificará y la intensidad de ésta nos permitirá conocer su abundancia relativa.

El resultado se muestra en la siguiente gráfica:

Gráfica 10.1 Abundancia porcentuales de los isótopos del oxígeno en función a su masa isotópica



Los datos obtenidos experimentalmente con el espectrógrafo de masas lo resumiremos en la siguiente cuadro:

Isótopo	A	Masa isotópica (m)	% de abundancia natural
${}^8_8\text{O}^{16}$	16	15,9949 uma	99,76 %
${}^8_8\text{O}^{17}$	17	16,9991 uma	0,03 %
${}^8_8\text{O}^{18}$	18	17,9992 uma	0,21%

Debemos resaltar que en muchos casos ocurre que el isótopo más abundante de un elemento es el más liviano, sin embargo, en otros casos (como el Li, V, Fe, etc.) el isótopo más abundante es el más pesado.

Ejemplo, para el litio:

Isótopo	A	Masa isotópica (uma)	% de abundancia natural
${}^6_3\text{Li}$	6	6,01513	7,5943
${}^7_3\text{Li}$	7	7,01601	92,4057

¿Qué diferencia hay entre número de masa (A) y masa isotópica (m)?

El número de masa es siempre un número entero ($A = \text{número protones} + \text{número de neutrones}$), mientras que la masa isotópica es un número decimal y se expresa en uma.

Los cálculos matemáticos, ¿con qué masa isotópica se realizan? ¿con la del isótopo más abundante? ¡No!, se realizan con la masa atómica promedio, llamada comúnmente como "peso atómico" (P.A.).

PESO (MASA) ATÓMICO PROMEDIO (P.A)

Representa la masa o peso atómico relativo promedio del átomo de un elemento. Es un promedio ponderado de las masas atómicas relativas de los isótopos de un elemento. La ponderación se hace con las abundancias naturales de los isótopos.

Para el caso del elemento oxígeno, tendremos:

$$\begin{aligned} \text{P.A. (O)} &= \frac{15,9949 \text{ uma} \times 99,76 + 16,9991 \text{ uma} \times 0,03 + 17,9992 \text{ uma} \times 0,21}{100} \\ &= \frac{1595,65122 + 0,50997 + 3,77983}{100} = \frac{1599,94102 \text{ uma}}{100} \end{aligned}$$

$$\text{P.A. (O)} = 15,99941 \text{ uma} \approx 16 \text{ uma (valor aproximado)}$$

Fórmula general para evaluar el P.A. de un elemento "E" con "n" isótopos:

$$P.A.(E) = \frac{m_1 \times a_1 + m_2 \times a_2 + m_3 \times a_3 + \dots + m_n \times a_n}{a_1 + a_2 + \dots + a_n}$$

Donde:

- m_1 = masa atómica relativa del primer isótopo
- m_2 = masa atómica relativa del segundo isótopo
- \vdots
- m_n = masa atómica relativa del enésimo isótopo
- a_1 = abundancia natural del primer isótopo
- a_2 = abundancia natural del segundo isótopo
- \vdots
- a_n = abundancia natural del enésimo isótopo

Con fines prácticos (para cálculos aproximados), en vez de considerar masas isotópicas relativas (m_1, m_2, \dots, m_n) se pueden sustituir por números de masa de los isótopos (A_1, A_2, \dots, A_n), así:

$$P.A.(E) = \frac{A_1 \times a_1 + A_2 \times a_2 + \dots + A_n \times a_n}{a_1 + a_2 + \dots + a_n}$$

Ejemplo:

El boro tiene dos isótopos: ${}_3B^{10}$ y ${}_3B^{11}$, con masas atómicas relativas de 10,01 uma y 11,01 uma respectivamente. La abundancia de B-10 es 20%. ¿Cuál es el peso atómico promedio del boro?

Resolución:

Isótopo	m	Abundancia
${}_3B^{10}$	10,01 uma	20 %
${}_3B^{11}$	11,01 uma	80 %
		100 %

$$P.A.(B) = \frac{10,01 \text{ uma} \times 20 + 11,01 \text{ uma} \times 80}{100} = 10,81 \text{ uma}$$

Si trabajamos con número de masa (A), obtendremos un valor aproximado:

$$P.A.(B) = \frac{10 \times 20 + 11 \times 80}{100} = 10,80 \text{ uma}$$

Como usted puede observar, el valor real (10,81 uma) difiere muy poco del valor aproximado (10,80 uma)

Los pesos atómicos o masas atómicas relativas promedios, se encuentran en toda tabla periódica. En los problemas donde se requiere los pesos atómicos, éste figura como dato, por lo tanto, el estudiante no tiene que memorizar el P.A. de los elementos. A continuación se indica los pesos atómicos aproximados (redondeados) de algunos elementos.

Elemento	H	C	N	O	Na	P	S	Cl	K	Ca
P.A.(uma)	1	12	14	16	23	31	32	35,5	39	40

Finalmente, se debe establecer claramente que el P.A. representa la *masa atómica promedio relativa del átomo de un elemento* en la escala del carbono - 12, que indica cuántas veces es mayor que una uma, así por ejemplo para el Boro (P.A. = 10,81uma), la masa atómica promedio es 10,81 veces mayor que la doceava $\left(\frac{1}{12}\right)$ parte de la masa del carbono - 12.

MASA MOLECULAR RELATIVA O PESO MOLECULAR (\bar{M})

Representa la masa relativa promedio de una molécula de una sustancia covalente. Se determina sumando los pesos atómicos de los elementos teniendo en cuenta el número de átomos de cada uno en la molécula.

Ejemplos:

- $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \bar{M} = 2 \times \text{P.A. (H)} + 1 \times \text{P.A. (O)} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18 \text{ uma}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \bar{M} = 2 \times \text{P.A. (H)} + 1 \times \text{P.A. (S)} + 4 \times \text{P.A. (O)} = 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ uma}$
- $\text{O}_2 \rightarrow \bar{M} = 2 \times \text{P.A. (O)} = 2 \times 16 = 32 \text{ uma}$
- $\text{P}_4 \rightarrow \bar{M} = 4 \times \text{P.A. (P)} = 4 \times 31 = 124 \text{ uma}$
- $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \rightarrow \bar{M} = 12 \times 12 + 22 \times 1 + 11 \times 16 = 144 + 22 + 176 = 342 \text{ uma}$
Azúcar (sacarosa)
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \bar{M} = 24 + 6 + 16 = 46 \text{ uma}$
Alcohol etílico

Aplicación

Un carbohidrato tiene por fórmula general $\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_x$ y su peso molecular es 180 uma. Hallar el valor de "x" y la fórmula molecular de dicho carbohidrato.

P.A. (uma): C=12 H=1 O=16

Resolución:

$\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_x \rightarrow \text{C}_x\text{H}_{2x}\text{O}_x$ (Fórmula molecular)

Calculemos "x" con el \bar{M} (dato)

$$\bar{M} = 12x + 2x + 16x = 180 = 30x$$

$$\rightarrow x = 6$$

\therefore La fórmula molecular es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Peso fórmula (P.F)

Según lo estudiado en el capítulo de enlace químico (enlace iónico), se sabe que los compuestos iónicos no poseen moléculas, pues sólo poseen iones (átomo o grupo de átomos con carga eléctrica) formando estructuras cristalinas; entonces, no es posible hablar de peso molecular, por lo que es mejor establecer otra definición equivalente que se denomina **peso fórmula (P.F.)**, así:

$$\text{Na}^+\text{Cl} \Rightarrow \text{P.F.} = 1 \times \text{P.A. (Na)} + 1 \times \text{P.A. (Cl)} = 1 \times 23 + 1 \times 35,5 = 58,5 \text{ uma}$$

$$\text{K}_2^+\text{SO}_4^{2-} \Rightarrow \text{P.F.} = 2 \times \text{P.A.(K)} + \text{P.A.(S)} + 4 \times \text{P.A.(O)} = 2 \times 39 + 32 + 4 \times 16 = 174 \text{ uma}$$

$$\begin{aligned} \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \Rightarrow \text{P.F.} &= 3 \times \text{P.A.(Ca)} + 2 \times \text{P.A.(P)} + 8 \times \text{P.A.(O)} \\ &= 3 \times 40 + 2 \times 31 + 8 \times 16 = 310 \text{ uma} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Na}_2\text{CO}_3 \Rightarrow \text{P.F.} &= 2 \times \text{P.A. (Na)} + \text{P.A.(C)} + 3 \times \text{P.A.(O)} = 2 \times 23 + 12 + 3 \times 16 \\ &= 46 + 12 + 48 = 106 \text{ uma} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{CaCl}_2 \Rightarrow \text{P.F} &= \text{P.A.(Ca)} + 2 \times \text{P.A.(Cl)} = 40 + 2 \times 35,5 = 40 + 71 \\ &= 111 \text{ uma} \end{aligned}$$

Usted puede apreciar los ejemplos y deducir que \bar{M} y P.F. se determinan en forma idéntica, por lo que, *sólo con fines prácticos*, se puede hablar en forma indiferente de \bar{M} y P.F.

CONCEPTO DE MOL

Los seres humanos, para cuantificar los materiales utilizamos ciertas unidades de conteo, como por ejemplo la docena (12 unidades), el millar (1000 unidades), etc.

Los químicos, para contar partículas constituyentes de la materia (átomos, moléculas, iones, electrones, protones, fotones, etc.) utilizan el **mol**

¿Cómo se define el mol?

Es la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades estructurales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g (0,012 kg) de carbono-12. La cantidad de átomos en 12 g de C-12 es $6,022 \times 10^{23}$ (llamado número de Avogadro, N_A).

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23} \text{ unidades} = N_A \text{ unidades}$$

Así, tendríamos entonces:

$$1 \text{ mol (átomos)} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol (moléculas)} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol (electrones)} = 6,022 \times 10^{23} \text{ electrones}$$

$$1 \text{ mol (iones)} = 6,022 \times 10^{23} \text{ iones}$$

$$1 \text{ mol (fotones)} = 6,022 \times 10^{23} \text{ fotones}$$

Ejemplos:

- 1 mol (O) \Rightarrow 1 mol de átomos de oxígeno = N_A átomos de oxígeno
 1 mol (O₂) \Rightarrow 1 mol de moléculas de oxígeno = N_A moléculas de oxígeno
 1 mol (P) \Rightarrow 1 mol de átomos de fósforo = N_A átomos de fósforo
 1 mol (P₄) \Rightarrow 1 mol de moléculas de fósforo = N_A moléculas de fósforo
 1 mol (Cl⁻) \Rightarrow 1 mol de iones cloruro = N_A iones cloruro
 1 mol (OH⁻) \Rightarrow 1 mol de iones hidróxido = N_A iones hidróxido
 1 mol (Fe⁺²) \Rightarrow 1 mol de iones ferroso = N_A iones ferroso
 1 mol (SO₄⁺²) \Rightarrow 1 mol de iones sulfato = N_A iones sulfato
 1 mol (p⁺) \Rightarrow 1 mol de protones = N_A protones
 1 mol (n^o) \Rightarrow 1 mol de neutrones = N_A neutrones
 1 mol (H₂O) \Rightarrow 1 mol de moléculas de agua = N_A moléculas de agua


Observación:

Los químicos emplean símbolos para representar un átomo y una molécula; así, "O" representa un átomo de oxígeno, "O₂" una molécula de oxígeno. Adviértase que una molécula es la unión de 2 o más átomos enlazados por enlaces covalentes. Por lo tanto, no debe confundirse mol de átomos con mol de moléculas así también los iones (cationes y aniones) no deben confundirse.

¿Podemos hallar la masa o peso en gramos de mol de átomos? o ¿de un mol de moléculas?

Así es, e incluso el peso de un átomo o el peso de una molécula en gramos. Lo realizaremos con las siguientes definiciones.

ÁTOMO GRAMO (At-g)

Es el peso en gramos de un mol de átomos ($6,022 \times 10^{23}$ átomos) de un elemento. Este peso es exactamente igual al peso atómico expresado en gramos.

$$1 \text{ At-g} = \text{P.A.g}$$

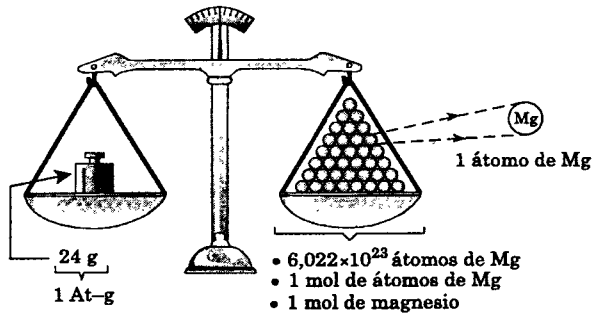
Ejemplo 1

En el magnesio, P.A.(Mg) = 24 una

$$1 \text{ At-g(Mg)} = 24 \text{ g} \xrightarrow[\text{peso de}]{\text{Representa el}} 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de Mg}$$

En forma ilustrativo tenemos en la figura 10.6

Figura 10.6 Se observa que 24 g de magnesio contienen exactamente $6,022 \times 10^{23}$ átomos, o lo que es lo mismo: $6,022 \times 10^{23}$ átomos de magnesio pesan 24 g



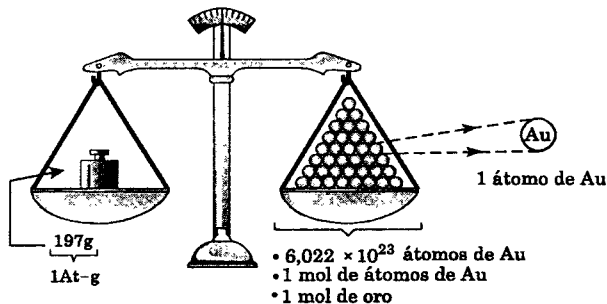
Ejemplo 2: En el oro

P.A(Au) = 197 uma

$1 \text{ At-g}(\text{Au}) = 197 \text{ g}$ $\xrightarrow[\text{peso de}]{\text{Representa el}}$ $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Au

Esquemáticamente veamos con la siguiente figura.

Figura 10.7 Observamos que 197 g de oro contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos o equivale a decir de que, $6,022 \times 10^{23}$ átomos de oro pesa 197 g.



En general:

$$1 \text{ At-g}(\text{E}) = \text{P.A.}(\text{E})\text{g} \xrightarrow[\text{peso de}]{\text{Es el}} 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de "E"} = 1 \text{ mol de átomos}(\text{E})$$

Ejercicios aplicativos
Ejercicio 1

¿Cuánto pesa un átomo de carbono en gramos?

Dato: P.A.(C) = 12 uma

Resolución:

• Se sabe:

1at-g de carbono es igual al P.A. en gramos y contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos de (C)

$$6,022 \times 10^{23} \text{ átomos C} \xrightarrow{\text{Pesa}} 12 \text{ g}$$

$$1 \text{ átomo C} \xrightarrow{\text{Pesa}} x \text{ g}$$

$$x = \frac{12 \text{ g}}{6,022 \times 10^{23}} \approx \frac{12 \text{ g}}{6 \times 10^{23}} = 2 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Como se observa la masa de un átomo es extremadamente pequeña, ninguna balanza puede medirlo directamente.

En general, el peso de 1 átomo individual en gramos se calcula así:

$$W_{1 \text{ átomo}} = \frac{P.A.g}{N_A}$$

Otra forma de evaluar el peso de un átomo sería según la definición de peso atómico (representa el peso promedio de un átomo):

$$W_{1 \text{ átomo}} = 12 \text{ uma} = 12 \times 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} \\ \approx 2 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Ejercicio 2

Una medalla de plata pesa 10,8 g, ¿cuántos átomos de plata contiene?. P.A.(Ag) = 108 uma

Resolución:

Se sabe:

$$1 \text{ At-g(Au)} \xrightarrow{\text{contiene}} 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de Au}$$

||

$$108 \text{ g} \longrightarrow 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de Au} \\ 10,8 \text{ g} \longrightarrow x$$

$$\Rightarrow x = \frac{10,8 \text{ g} \times 6,022 \times 10^{23}}{108 \text{ g}} \text{ átomos}$$

$$x = 6,022 \times 10^{22} \text{ átomos de Au}$$

Ejercicio 3

Se tiene una muestra de 200 g de calcio ¿cuántos átomos gramos contiene?. P.A.(Ca) = 40 uma

Resolución:

Se sabe:

$$1 \text{ At-g(Ca)} \longrightarrow P.A.g = 40 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{En } 40 \text{ g(Ca)} \xrightarrow{\text{hay}} 1 \text{ At-g} \\ \text{En } 200 \text{ g(Ca)} \xrightarrow{\text{hay}} x \end{array} \right\} x = \frac{200 \text{ g} \times \text{At-g}}{40 \text{ g}} = 5 \text{ At-g}$$

En general:

$$\# \text{ At-g(E)} = \frac{W(E)}{P.A(E)} \left\{ \begin{array}{l} \longleftarrow \text{g} \\ \longleftarrow \text{g/At-g} \end{array} \right.$$


Observación:

Si usted analiza con cuidado los ejercicios aplicativos, el peso de un átomo, número de átomos en una muestra y número de átomos gramos también en una muestra química se calcula sólo por una regla de tres simple.

MOL-GRAMO o MOLÉCULA GRAMO (mol-g)

Es el peso en gramos de un mol de moléculas ($6,022 \times 10^{23}$ moléculas) de una sustancia química covalente. Se determina expresando el peso molecular en gramos:

$$1 \text{ mol-g} = \bar{M} \text{ g}$$

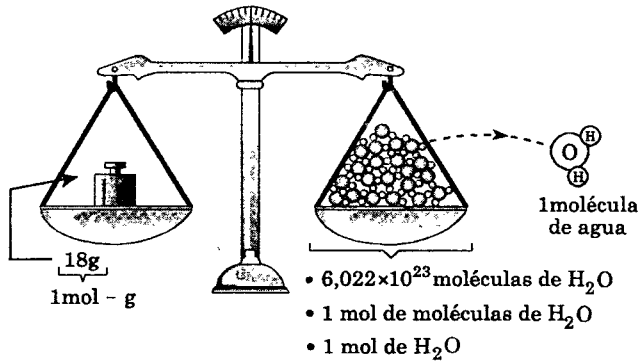
Ejemplo 1: En el agua

$$\bar{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol-g}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \xrightarrow{\text{representa el peso de}} 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de agua.}$$

Esquemáticamente veamos con la siguiente figura.

Figura 10.8 Se observa de que $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de agua pesa 18 g ó equivale a afirmar de que 18 g es el peso de $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de agua.



Ejemplo 2: En el oxígeno

$$\bar{M}_{\text{O}_2} = 32 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol-g}(\text{O}_2) = 32 \text{ g} \xrightarrow{\text{representa el peso de}} 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de oxígeno (O}_2\text{)}$$

En general:

$$1 \text{ mol-g} = \bar{M} \text{ g} \xrightarrow{\text{representa el peso de}} 1 \text{ mol de moléculas} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Ejercicios aplicativos
Ejercicio 1

¿Cuánto pesa en gramos una molécula de agua?

$$\bar{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ uma}$$

Resolución:

$$\begin{aligned} 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas (H}_2\text{O)} &\xrightarrow{\text{pesa}} 18\text{g} \\ 1 \text{ molécula (H}_2\text{O)} &\xrightarrow{\text{pesa}} x\text{g} \\ \Rightarrow x &= \frac{18\text{g}}{6,022 \times 10^{23}} \cong \frac{18\text{g}}{6 \times 10^{23}} = 3 \times 10^{-23}\text{g} \end{aligned}$$

En general, el peso de una molécula se calcula así:

$$W_{1 \text{ molécula}} = \frac{Mg}{N_A}$$

Otra forma: se sabe por definición que el peso molecular es el peso promedio de **una molécula**, entonces:

$$\begin{aligned} W_{1 \text{ molécula}} &= 18 \text{ uma} = 18 \times 1,66 \times 10^{-24}\text{g} \\ &\cong 3 \times 10^{-23}\text{g} \end{aligned}$$

Ejercicio 2

Una pequeña gota de ácido sulfúrico (H_2SO_4) que pesa 0,98 g, cae sobre la piel de una persona y le produce una pequeña quemadura. ¿Cuántas moléculas de H_2SO_4 intervinieron en la quemadura? $\bar{M}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ uma}$

Número de moles en una cierta muestra (n)

En los ejercicios aplicativos, haciendo uso de la regla de tres simples se ha deducido fórmulas para hallar el número de átomos gramos y número de mol-gramos.

En esta oportunidad, solo lo generalizamos mediante las siguientes fórmulas:

$$\# \text{ At - g} \leftrightarrow n_{(\text{átomo})} = \frac{W}{P.A.} \begin{matrix} \leftarrow \text{g} \\ \leftarrow \text{g/mol} \end{matrix}$$

Resolución:

En 98 g $\xrightarrow{\text{hay}}$ $6,022 \times 10^{23}$ moléculas (H_2SO_4)

En 0,98 g $\xrightarrow{\text{hay}}$ x

$$x = \frac{0,98 \text{ g} \times 10^{23}}{98 \text{ g}} \text{ moléculas}$$

$$x = 6,022 \times 10^{21} \text{ moléculas de H}_2\text{SO}_4$$

Ejercicio 3

Un terrón de azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) pesa 68,4 g. ¿Cuántos mol-g de azúcar contiene dicha muestra?

P.A. (uma): C=12, H=1, O=16

Resolución:

$$\begin{aligned} \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} &\Rightarrow \bar{M} = 12 \times 12 + 22 \times 1 + 11 \times 16 \\ &= 342 \text{ uma} \end{aligned}$$

En 342 g $\xrightarrow{\text{hay}}$ 1 mol - g

En 68,4 g \rightarrow x

$$x = \frac{68,4}{342} \text{ mol - g} = 0,2 \text{ mol - g}$$

En general:

$$\# \text{ mol - g} = \frac{W}{M} \begin{matrix} \leftarrow \text{g} \\ \leftarrow \text{g/mol - g} \end{matrix}$$

$$\# \text{ mol - g} \leftrightarrow n_{(\text{molécula})} = \frac{W}{M} \begin{matrix} \leftarrow \text{g} \\ \leftarrow \text{g/mol} \end{matrix}$$

Donde: W es la masa de la muestra en gramos.

Se debe tener en cuenta que el número de moles de átomos es equivalente al número de átomos gramos y el número de moles de moléculas es equivalente al número de moléculas gramos.

Para compuestos iónicos, en vez de mol-g se define peso fórmula gramo (P.F. -g), y en vez de número mol-g, se define número de peso fórmula gramo, así:

$$\# \text{ P.F. - g} = \frac{W}{\text{P.F.}}$$

Por ejemplo en 200 g de NaCl (P.F. = 58,5), el número de pesos fórmula gramo sería:

$$\# \text{ P.F. - g} = \frac{200}{58,5} = 3,42$$

INTERPRETACIÓN DE UNA FÓRMULA QUÍMICA

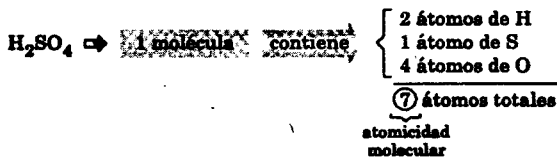
Una fórmula química nos informa cualitativamente y cuantitativamente sobre la estructura interna de una sustancia química pura. En forma cualitativa no informa qué elementos forman a la sustancia. Por ejemplo, la fórmula del agua: (H₂O), nos señala que el agua está formada sólo por **dos elementos** (es binaria): hidrógeno y oxígeno.

En el aspecto cuantitativo, podemos interpretar una fórmula bajo dos puntos de vista: como una **partícula estructural** y como **una unidad química de masa** (mol-g o fórmula-gramo).

En este aspecto veamos a manera de ejemplo ilustrativo con la fórmula del ácido sulfúrico.

a) Como partícula, representa una molécula o una unidad fórmula.

Ejemplo:



b) Como masa, representa un mol-g o un peso fórmula gramo. En este caso los subíndices indican el número de moles de átomos o número de átomos - gramos de cada elemento.

Ejemplo:

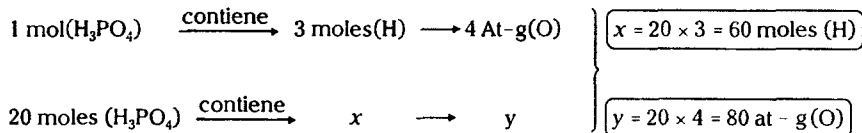


Aplicaciones:

1. En 20 moles de ácido fosfórico, H_3PO_4 , ¿cuántos moles de hidrógeno hay? y ¿cuántos at-g de oxígeno?

Resolución:

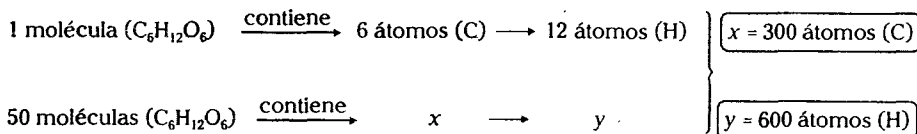
Interpretando como masa:



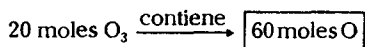
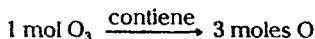
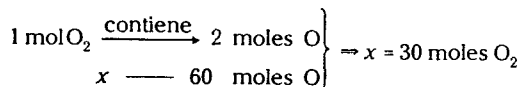
2. En 50 moléculas de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) ¿cuántos átomos de carbono hay? y ¿cuántos átomos de hidrógeno?

Resolución:

Interpretando la fórmula como partícula.



3. A partir de 20 moles de O_3 , ¿cuántos moles de O_2 se obtiene?, ¿cuántas moléculas de O_2 ?

Resolución:

 Ahora veamos, con 60 moles O, cuántos moles de O_2 se obtendrá:


Se sabe que 1 mol de O_2 contiene N_A moléculas, por lo tanto en 30 moles de O_2 tendremos $30N_A$ moléculas.

4. En 6,84 kg de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$, ¿cuántos átomos-gramos hay? y ¿cuántos átomos en total?

Resolución:

$$\overline{M}_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 12,12 + 22 \times 1 + 11 \times 16 = 342 \text{ uma}$$

$$W_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 6,84 \text{ kg} = 6840 \text{ g}$$

$$n_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{W}{M} = \frac{6840}{342} = 20 \text{ moles}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{\text{contiene}} 45 \text{ moles de átomos} \\ 20 \text{ moles } C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{\text{contiene}} x \end{array} \right\} = x = 900 \text{ moles de átomos} < > 900 \text{ At-g}$$

Para hablar del número de átomos totales basta recordar que un mol de átomos contiene número de avogadro (N_A) de átomos, luego, el número de átomos totales = $900 N_A$.

COMPOSICIÓN CENTESIMAL (C.C.) DE UN COMPUESTO

Es el porcentaje en peso o masa de cada uno de los elementos que constituyen el compuesto. Se halla en la práctica mediante técnicas de análisis cuantitativo y en forma teórica a partir de la fórmula del compuesto.

Determinación de la C.C. a partir de la fórmula de un compuesto

Ilustremos el método con dos ejercicios.

Ejercicio 1

Hallar la composición centesimal del H_2O .

P.A: O=16 uma , H=1 uma

Resolución:

$$\overline{M}_{H_2O} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = \overbrace{2}^{\text{H}} \text{ uma} + \overbrace{16}^{\text{O}} \text{ uma} = \overbrace{18}^{\text{H}_2\text{O}} \text{ uma}$$

$$\% W_H = \frac{W_H}{W_{H_2O}} \times 100 = \frac{2 \text{ uma}}{18 \text{ uma}} \times 100 = 11,11 \%$$

$$\% W_O = \frac{W_T}{W_{H_2O}} \times 100 = \frac{16 \text{ uma}}{18 \text{ uma}} \times 100 = 88,89 \%$$

∴ C.C. del H_2O es: H = 11,11 % y O = 88,89 %

Estos resultados se interpretan de la siguiente manera: cualquiera que sea el método de síntesis del agua o cualquiera que sea la fuente natural, el peso del elemento hidrógeno representa el 11,11 % del peso total del agua; análogamente, el peso del elemento oxígeno representa el 88,89 %.

Ejercicio 2

Hallar el porcentaje en masa de los elementos que constituyen al fosfato de calcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Dato: P.A. (uma): Ca=40, P=31, O=16

Resolución:

Como es un compuesto iónico, trabajamos con peso fórmula (P.F.)

$$\text{P.F. } (\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 3 \times 40 + 2 \times 31 + 8 \times 16 = \frac{120 \text{ uma}}{\text{Ca}} + \frac{62 \text{ uma}}{\text{P}} + \frac{128 \text{ uma}}{\text{O}} = \frac{310 \text{ uma}}{\text{Compuesto}}$$

$$\% W_{\text{Ca}} = \frac{120 \text{ uma}}{310 \text{ uma}} \times 100 = 38,7 \%$$

$$\% W_{\text{P}} = \frac{62 \text{ uma}}{310 \text{ uma}} \times 100 = 20 \%$$

$$\% W_{\text{O}} = \frac{128 \text{ uma}}{310 \text{ uma}} \times 100 = 41,3 \%$$

Luego, la C.C. de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ es: Ca = 38,7 %, P = 20 % y O = 41,3 %

Ejemplo aplicativo

¿Cuál es el porcentaje de agua en el yeso, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?, ¿cuál es el porcentaje en masa de calcio?

P.A.(uma): Ca=40 ; S=32 ; O=16 ; H=1

Resolución:

Evaluamos el peso fórmula del yeso:

$$(\overline{M}_{\text{CaSO}_4} = 136 \quad ; \quad \overline{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 18)$$

$$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \overline{M} = 136 + 2 \times 18 = 136 + 36 = 172 \text{ uma}$$

$$\% W_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{36}{172} \times 100 = 20,93 \%$$

Según la fórmula, en una fórmula gramo (172 g) hay 1at-g de calcio (40 g), luego tenemos:

$$\% W_{\text{Ca}} = \frac{w_{\text{Ca}}}{M} \times 100 = \frac{40 \text{ g}}{172 \text{ g}} \times 100 = 23,25 \%$$

FÓRMULAS QUÍMICAS

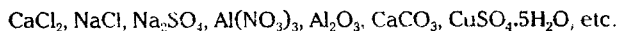
En el análisis de un compuesto, lo primero que establece el químico experimentador es la fórmula empírica, y posteriormente establece la fórmula molecular (sólo si el compuesto es covalente, por lo tanto existe molécula), luego de hallar previamente el peso molecular del compuesto mediante métodos adecuados.

¿Qué es fórmula empírica o fórmula mínima? ¿qué es fórmula molecular? ¿qué relación hay entre dichas fórmulas? Veamos:.

FÓRMULA EMPÍRICA (F.E.)

Llamada también fórmula mínima, es aquella fórmula que indica la relación entera más simple (relación aparente) entre los átomos de los elementos en una **unidad fórmula** de un compuesto. Se puede establecer conociendo su composición centesimal (C.C.) o conociendo experimentalmente el peso de cada uno de los elementos en el compuesto. Los compuestos iónicos se representan únicamente mediante la fórmula mínima o empírica.

Ejemplos:



FÓRMULA MOLECULAR (F.M.)

Es aquella fórmula que indica la relación entera real o verdadera entre los átomos de los elementos que forman la molécula. Se emplea para representar a los compuestos covalentes

Se establece conociendo primero la fórmula empírica y luego el peso molecular del compuesto. Veamos algunos ejemplos comparativos entre dichas fórmulas para establecer una relación.

Compuesto	Fórmula molecular	K	Fórmula empírica
Benceno	C_6H_6	6	CH
Ácido acético	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	2	CH_2O
Propileno	C_3H_6	3	CH_2
Peróxido de hidrógeno	H_2O_2	2	HO
Ácido oxálico	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$	2	CHO_2

¿Qué relación observamos?

La F.M. es un múltiplo entero (K) de la F.E.:

$$\boxed{F.M. = K F.E.}$$

Por lo tanto, el peso molecular real también debe ser múltiplo entero del peso molecular de la fórmula empírica.

$$\Rightarrow \overline{M}_{F.M.} = K \overline{M}_{F.E.} \quad \therefore K = \frac{\overline{M}_{F.M.}}{\overline{M}_{F.E.}} \quad \text{Donde: } K = 1, 2, 3, 4, \dots$$

Si $K = 1 \rightarrow$ F.M. = F.E.

Ejemplos: $H_2O, NH_3, H_2SO_4, C_{12}H_{22}O_{11}, H_3PO_4$, etc.
Cada una de estas fórmulas representan al mismo tiempo F.E. y F.M.; es F.E. porque muestra la mínima relación entera de átomos y es F.M. porque representa la fórmula verdadera del compuesto covalente.

Regla práctica para establecer la fórmula empírica a partir de la composición centesimal de un compuesto

Ilustremos el procedimiento con un ejemplo:
Un cierto óxido de manganeso contiene 28 % en masa de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de dicho óxido?

P.A.(uma): Mn=55, O=16

Resolución:

El % en masa de Mn = $100 - 28 = 72\%$

72 % ← → 28 %

Sea la F.E. = Mn_xO_y

Paso 1: Se toma como muestra 100 g de compuesto.

Paso 2: Con el % en masa o peso dados, se halla el peso de cada elemento:

$$W_{Mn} = \frac{72}{100} \times 100 \text{ g} = 72 \text{ g}$$

$$W_O = \frac{28}{100} \times 100 \text{ g} = 28 \text{ g}$$

Paso 3: Se hallan los subíndices (x, y) que representan el número de moles de cada elemento en la fórmula.

$$n_{Mn} = x = \frac{W_{Mn}}{P.A.(Mn)} = \frac{72}{55} = 1,309$$

$$n_O = y = \frac{W_O}{P.A.(O)} = \frac{28}{16} = 1,75$$

Paso 4: Si los números de átomos gramos (x e y) resultan fraccionarios, se dividen entre el menor de ellos, así:

$$x = \frac{1,309}{1,309} = 1 ; \quad y = \frac{1,75}{1,309} = 1,336$$

Si persiste el número fraccionario y no es posible redondear a números enteros (con error máximo de $\pm 0,1$), se procede el siguiente paso.

Paso 5: Se debe multiplicar por un mínimo entero (2, 3, 4, ...) a todos ellos y luego se redondea a enteros con un error máximo indicado anteriormente.

$$x = 1 \times \textcircled{3} = 3 ;$$

$$y = 1,336 \times \textcircled{3} = 4,008 \approx 4 \text{ (error } 0,008 < < 0,1)$$

\therefore F.E. = Mn_3O_4

Ilustremos con otro ejemplo, el procedimiento para establecer la fórmula molecular.

Un cierto hidrocarburo (compuesto formado sólo por carbono e hidrógeno) tiene como composición en masa:

$$C = 85,8\% \text{ y } H = 14,2\%$$

Además se sabe que una molécula de este compuesto pesa $2,1 \times 10^{22}$ g. Se pide establecer la fórmula molecular del hidrocarburo.

P.A. (uma): C=12, H=1

Resolución:

85,8 % ← → 14,2 %

a) Sea la F.E. = C_xH_y

$$x = \frac{W_C}{P.A.(C)} = \frac{85,8}{12} = 7,15 / 7,15 = 1$$

$$y = \frac{W_H}{P.A.(H)} = \frac{14,2}{1} = 14,2 / 7,15$$

$$= 1,98 \approx 2 \text{ (el error } 0,02 < 0,1)$$

\therefore F.E. = CH_2 ($\bar{M}_{rL} = 14$)



Observación:

Como usted puede apreciar en el solucionario de este ejemplo, se puede simplificar los pasos para establecer la F.E., en este caso he omitido los pasos 1 y 2, puesto que % en peso coincide numéricamente con el peso del elemento.

b) Establezcamos ahora el peso molecular del compuesto con el dato adicional que tenemos:

$$W_{1 \text{ molécula}} = \frac{\bar{M}g}{N_A}$$

$$\bar{M} = 2,1 \times 10^{-22} \times 6,022 \times 10^{23} = 126,46$$

c) Calculemos el número "K"

$$K = \frac{\bar{M}_{F.M.}}{\bar{M}_{F.E.}} = \frac{126,46}{14} = 9,033 \approx 9$$

d) F.M. = K x F.E. ∴ F.M. = 9 x CH₂

$$\therefore \text{F.M.} = \text{C}_9\text{H}_{18}$$

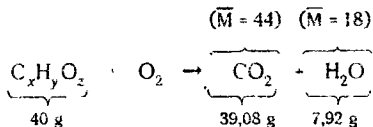
En la práctica, no necesariamente se va a conocer la composición centesimal del compuesto. Normalmente se parte de una cierta muestra, cuya masa es conocida a la que se somete a una serie de reacciones químicas y luego se mide la masa de los productos volátiles y/o precipitados. En base a éstas masas se halla la masa de los elementos que formaban el compuesto y se procede a establecer la F.E. Para hallar la F.M. se debe medir el peso molecular del compuesto según métodos apropiados. Veamos este caso con un ejemplo.

Un compuesto orgánico ternario, formado por C, H y O, cuya masa es 40 g, se somete a una combustión completa y se obtuvo así 39,08 g de CO₂ y 7,92 g de H₂O. Por el método gasométrico se determinó su masa molar (o peso molecular) que fue 90 g/mol. Hallar la F.M. del compuesto.

Resolución:

Sea la F.E. del compuesto = C_xH_yO_z

Planteamos la reacción de combustión o reacción de oxidación por acción de O₂ del aire



Hallamos el peso de C en 39,08 g de CO₂:

$$39,08 \text{ g CO}_2 \times \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 10,66 \text{ g C}$$

Hallamos el peso de H en 7,92 g de H₂O

$$7,92 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,88 \text{ g H}$$

Por ley de conservación de masa, éstas cantidades estuvo inicialmente en 40 g de compuesto, por lo tanto el peso de oxígeno será:

$$W(O) = 40 \text{ g} - 10,66 \text{ g} - 0,88 \text{ g} = 28,46 \text{ g}$$

Procedemos a hallar x, y, z con el método ya conocido:

$$x = \frac{10,66}{12} = 0,88/0,88 = 1$$

$$y = \frac{0,88}{1} = 0,88/0,88 = 1$$

$$z = \frac{28,46}{16} = 1,77/0,88 = 2,01 \approx 2$$

$$\therefore \text{F.E.} = \text{CHO}_2 \quad (\bar{M}_{F.E.} = 45)$$

$$\text{Por dato } \bar{M}_{F.M.} = 90 \Rightarrow K = \frac{90}{45} = 2$$

$$\therefore \text{F.M.} = 2 \times \text{CHO}_2 = \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

A partir de 1962, el átomo patrón tomado como referencia para medir las masas atómicas de los isótopos de un elemento es:

- A) ${}^8\text{O}^{16}$ B) ${}^1\text{H}^1$ C) ${}_{20}\text{Ca}^{40}$
 D) ${}^6\text{C}^{14}$ E) ${}^6\text{C}^{12}$

Resolución:

A partir de 1962, convencionalmente, el átomo patrón para medir las masas atómicas relativas es el C-12, a quien se le ha asignado arbitrariamente una masa de 12 uma; y la unidad de masa atómica (uma) es la 1/12 parte de la masa de C^{12} .

Rpta: E

Problema 2

El peso atómico (P.A) de un elemento es el promedio ponderado de las masas atómicas relativas de los del elemento, comparado con el C^{12} al cual se le ha asignado el valor de unidades de masa atómica.

- A) isótonos - 16 B) isótopos - 14
 C) átomos - 12
 D) isóbaros - 12 E) isótopos - 12

Resolución:

El peso atómico de un elemento es un promedio ponderado de las masas atómicas relativas de sus isótopos y nos indica cuántas veces es mayor que una uma .

Rpta: E

Problema 3

El magnesio tiene 3 isótopos:

Isótopo	A	Masa isotópica	% Abundancia
${}_{12}\text{Mg}^{24}$	24	23,99 uma	78,99 %
${}_{12}\text{Mg}^{25}$	25	24,99 uma	10,00 %
${}_{12}\text{Mg}^{26}$	26	25,98 uma	11,01 %

Se pide calcular su peso atómico (P.A)

Resolución:

Se sabe:

$$P.A. = \frac{m_1 \times a_1 + m_2 \times a_2 + m_3 \times a_3}{a_1 + a_2 + a_3}$$

Reemplazando datos:

$$P.A. (\text{Mg}) = \frac{23,99 \times 78,99 + 24,99 \times 10 + 25,98 \times 11,01}{100}$$

$$P.A. (\text{Mg}) = 24,31 \text{ uma}$$

Problema 4

El cloro tiene 2 isótopos, cuyas masas atómicas se indica entre paréntesis: Cl^{35} (34,969 uma) y Cl^{37} (36,966 uma), Si su peso atómico es 35,46 uma ¿cuáles son los porcentajes de abundancia de Cl^{35} y Cl^{37} respectivamente?

Resolución:

Isótopo	Masa Isotópica (uma)	% Abundancia
Cl^{35}	34,969	a_1
Cl^{37}	36,966	$\frac{a_2}{100}$

$$\text{Sea } a_1 = x \Rightarrow a_2 = 100 - x$$

$$P.A(\text{Cl}) = \frac{m_1 \times a_1 + m_2 \times a_2}{a_1 + a_2}$$

$$35,46 = \frac{34,969 \times x + 36,966 \times (100 - x)}{100}$$

Efectuando:

$$x = 75,41\% \Rightarrow a_1 = 74,77\% \\ a_2 = 24,69\%$$

Problema 5

El peso atómico del hierro es 55,85 uma y posee dos isótopos: Fe^{54} y Fe^{56} . ¿Cuál es el porcentaje de abundancia del isótopo más pesado?

Resolución:

Como no son datos las masas isotópicas, utilizaremos el número de masa (A) de los isótopos para hallar el peso atómico aproximado.

Isótopo	a	% Abundancia
Fe ⁵⁴	54	a ₁
Fe ⁵⁶	56	a ₂
		$\frac{100}{100}$

El más pesado es el de mayor número de masa (Fe⁵⁶)

Sea $a_1 = x \Rightarrow a_2 = 100 - x$

$$P.A(Fe) = \frac{A_1 \times a_1 + A_2 \times a_2}{100}$$

$$55,85 = \frac{54x + 56(100-x)}{100}$$

$$5585 = 54x + 5600 - 56x \Rightarrow x = 7,5 \%$$

$$\therefore a_2 = 92,5 \%$$

Problema 6

Marque lo incorrecto sobre un átomo-gramo

- A) Es el peso de un mol de átomos
- B) Es una unidad química de masa
- C) Contiene igual número de átomos que 12 g de C¹²
- D) Es el peso de una mol de moléculas
- E) Es el peso atómico expresado en gramos

Resolución:

Por teoría sabemos lo siguiente:

- $1 \text{ At-g} = P.A.(g) \xrightarrow[\text{de}]{\text{es peso}} 1 \text{ mol de átomos}$
($6,022 \times 10^{23}$ átomos)
- Además en 12 g de C¹² hay exactamente $6,022 \times 10^{23}$ átomos de carbono.
- El peso de una mol de moléculas es un mol-g, que es igual a \bar{M} expresado en gramos.

Rpta: D

Problema 7

Señalar la afirmación incorrecta respecto a una molécula-gramo.

- A) Es el peso de una mol de moléculas
- B) Contiene igual número de moléculas que número de átomos en 12g de C¹².
- C) Contiene número de Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$) de átomos en una molécula
- D) Es el peso molecular expresado en gramos
- E) Es equivalente a un mol de moléculas

Resolución:

Para responder este tipo de preguntas debemos recordar:

$$1 \text{ mol-g} = \bar{M}g \xrightarrow[\text{de}]{\text{el peso}} 1 \text{ mol de moléculas}$$

($6,022 \times 10^{23}$ moléculas)

Además en 12 g de C¹² hay $6,022 \times 10^{23}$ átomos, que es exactamente igual al número de moléculas un una molécula - gramo.

Rpta: C

Problema 8

Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. Un mol de H₂ pesa más que un mol de He (P.A. = 4 uma)
- II. La masa de un mol de H₂O es la masa de una molécula de agua.
- III. El número de cationes que hay en un cristal de CaCl₂ es el mismo que el de aniones.
- IV. En un mol de NaCl hay $6,022 \times 10^{23}$ iones

Resolución:

- I. Es falso
 $\bar{M}_{H_2} = 2 \text{ uma} \diamond 1 \text{ mol-g} (H_2) = 2 \text{ g}$
- II. $\bar{M}_{H_2O} = P.A. = 4 \text{ uma} \diamond 1 \text{ mol} (H_2O) = 4 \text{ g}$

Recordar que los gases nobles son monoatómicas (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), por lo tanto el P.A. representa al peso molecular.

II. Es falso

$$1 \text{ mol (H}_2\text{O)} = 18 \text{ g}$$

$$W_{\text{molécula}} = \frac{\overline{M}_{(g)}}{N_A} = \frac{18\text{g}}{6,022 \times 10^{23}}$$

$$\approx 3 \times 10^{-23} \text{ g}$$

III. Es falso

Una unidad fórmula de CaCl₂

$$\text{contiene} \begin{cases} 1 \text{ ion Ca}^{+2} \\ 2 \text{ iones Cl}^{-1} \end{cases}$$

∴ En toda muestra de CaCl₂, el número de aniones (Cl⁻) será el doble que el número de cationes (Ca⁺²)

IV. Es falso

$$1 \text{ mol (Na}^{+1}\text{Cl}^{-1}) \xrightarrow{\text{contiene}} \begin{cases} 1 \text{ mol de Na}^{+} \\ 1 \text{ mol de Cl}^{-} \end{cases}$$

$$\underline{\hspace{10em}} \\ \text{2 moles de iones}$$

$$1 \text{ mol (Na}^{+}\text{Cl}^{-}) \Rightarrow 2 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ iones}$$

$$= 12,044 \times 10^{23} \text{ iones}$$

Rpta: FFFF

Problema 9

Se tiene en un vaso, 360 mL de agua pura (densidad = 1 g/mL). Calcular en dicha muestra:

 I. Moles de H₂O

 II. Número de moléculas de H₂O

III. Número de átomos totales

Resolución:

La densidad se define: $D = \frac{W}{V}$ ← masa / volumen

Como: $D_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL} \circ \underbrace{W_{\text{H}_2\text{O}} = V_{\text{H}_2\text{O}}}_{\text{(numéricamente)}}$

$$\therefore W_{\text{H}_2\text{O}} = 360 \text{ g} ; \overline{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ uma}$$

$$I. n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{W}{\overline{M}} = \frac{360 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 20 \text{ mol}$$

$$II. 1 \text{ mol (H}_2\text{O)} \xrightarrow{\text{contiene}} N_A \text{ moléculas}$$

$$20 \text{ moles (H}_2\text{O)} \xrightarrow{\text{contiene}} x$$

$$\Rightarrow x = 20N_A \text{ moléculas}$$

$$III. 1 \text{ molécula de H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{contiene}} 3 \text{ átomos}$$

$$20 N_A \text{ moléculas de H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{contiene}} y$$

$$\Rightarrow y = 60N_A \text{ átomos}$$

Problema 10

Se tiene las siguientes muestras químicas:

 I. 1×10^{-10} moles de N

 II. 1×10^{-11} moles de NH₃

 III. 17×10^{-10} g de NH₃

Es correcto afirmar:

A) Contienen igual número de átomos

B) En II hay mayor número de átomos

C) II y III contienen igual número de átomos

D) En III hay mayor número de átomos

E) En I hay mayor número de átomos

P.A.(uma): N=14, H=1

Resolución:

Hallemos el número de átomos en cada muestra.

Pero antes debemos señalar que 1 molécula de NH₃ tiene 4 átomos (3 de H y 1 de N) y

$$\overline{M}_{\text{NH}_3} = 14 + 3 = 17 \text{ uma}$$

$$I. 1 \text{ mol (N)} \text{ — } 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos N}$$

$$10^{-10} \text{ mol (N)} \text{ — } x$$

$$\Rightarrow x = 6,022 \times 10^{13} \text{ átomos de N}$$

$$II. 1 \text{ mol (NH}_3) \text{ — } 4 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$10^{-11} \text{ mol (NH}_3) \text{ — } x$$

$$\Rightarrow x = 24,088 \times 10^{12} \text{ átomos}$$

$$= 2,4088 \times 10^{13} \text{ átomos}$$

$$III. 1 \text{ mol-g} = 17 \text{ g} \text{ — } 4 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$17 \times 10^{-10} \text{ g} \text{ — } x$$

$$\Rightarrow x = 24,088 \times 10^{13} \text{ átomos}$$

$$= 2,488 \times 10^{14} \text{ átomos}$$

Se observa que en III hay mayor número de átomos.

Rpta: D

Problema 11

Dada las siguientes aseveraciones:

- I. A partir de 20 moles de HNO_3 se obtiene 30 moles de O_2
- II. 5 moles de O_2 contiene igual número de átomos que 2,4 moles de P_4
- III. A partir de 10 moles de Ca(OH)_2 se obtiene 520 g de Al(OH)_3
Es (son) verdadero(s)
P.A.(uma): Al=27, O=16, H=1

Resolución:

I. Se debe emplear dos reglas de tres simple:

- 1 mol (HNO_3) $\xrightarrow{\text{contiene}}$ 3 moles (O)
- 20 moles (HNO_3) $\xrightarrow{\text{contiene}}$ 60 moles (O)

- 1 mol(O_2) \longrightarrow 2 mol (O)
- $x \longrightarrow$ 60 mol (O)
- $\Rightarrow x = 30$ moles (O_2)

\therefore La aseveración es verdadera.

- II. 1 mol (O_2) $\xrightarrow{\text{contiene}}$ $\underbrace{2 \text{ moles (O)}}_{4 N_A \text{ átomos}}$
- 5 moles (O_2) $\longrightarrow x$
- $\Rightarrow x = 10 N_A$ átomos de O

- 1 mol (P_4) $\xrightarrow{\text{contiene}}$ $\underbrace{4 \text{ moles (P)}}_{4 N_A \text{ átomos}}$

- 2,4 moles (P_4) $\longrightarrow x$
- $\Rightarrow x = 9,6 N_A$ átomos de P
- \therefore La aseveración es falsa.

- III. Tanto el Ca(OH)_2 y Al(OH)_3 , tienen de común al grupo funcional hidróxido (OH^-), por lo tanto, podemos relacionar las dos sustancias a través de iones OH^- .

$$\overline{M}_{\text{Al(OH)}_3} = 27 + 48 + 3 = 78$$

$$n_{\text{Al(OH)}_3} = \frac{W}{M} = \frac{520\text{g}}{78 \text{ g/mol}} = 6,666 \text{ moles}$$

- 1 mol (Ca(OH)_2) \longrightarrow 2 moles (OH^-)
- 10 mol $\text{Ca(OH)}_2 \longrightarrow$ 20 moles (OH^-)
- 1 mol (Al(OH)_3) \longrightarrow 3 moles (OH^-)
- 6,666 mol $\text{Al(OH)}_3 \longrightarrow$ 20 moles (OH^-)

Como contienen igual número de OH^- , son equivalentes, por lo tanto la aseveración es correcta.

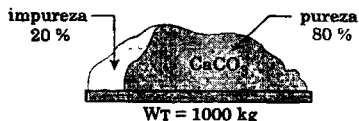
Rpta: I y II

Problema 12

A partir de una tonelada (1000 kg) de "caliza", CaCO_3 con 20 % de impurezas, ¿qué peso de calcio se obtendrá teóricamente?

P.A. (uma): Ca=40, O=16, O=12

Resolución:



Los cálculos se hace sólo con sustancias químicamente puras:

$$W_{\text{CaCO}_3(\text{puro})} = \frac{80}{100} \times 1000\text{kg} = 800 \text{ kg}$$

$$\text{P.F. (CaCO}_3) = \frac{40}{\text{Ca}} + \frac{12}{\text{C}} + \frac{48}{\text{O}} = \frac{100}{\text{CaCO}_3} \text{ uma}$$

$$\text{En } 100 \text{ kg (CaCO}_3) \longrightarrow 40 \text{ kg (Ca)}$$

$$\text{En } 800 \text{ kg (CaCO}_3) \longrightarrow x$$

$$\Rightarrow \boxed{x = 320 \text{ kg}}$$

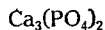
Problema 13

Los huesos de una persona adulta en promedio pesan alrededor de 13 kg y contienen 60 % en masa de fosfato de Calcio. ¿Qué peso de fósforo se obtendrá de los huesos de una persona adulta, teóricamente?

P.A.(uma): Ca=40, P=31, O=16

Resolución:

En primer lugar, el estudiante ya debe ser capaz de deducir la fórmula de la sal, fosfato de calcio:



En segundo lugar, el problema es análogo al problema anterior (12), por lo tanto, trabajaremos sólo con $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ puro:

$$W_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{puro})} = \frac{60}{100} \times 13 \text{ kg} = 7,8 \text{ kg}$$

$$\text{P.F.}[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] = \underbrace{120}_{\text{P}} + \underbrace{62 + 128}_{\text{Compuesto}} = 310 \text{ uma}$$

$$\text{En } 310 \text{ kg } [\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] \rightarrow 62 \text{ kg (P)}$$

$$\text{En } 7,8 \text{ kg } [\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] \rightarrow x$$

$$\Rightarrow x = 1,56 \text{ kg (P)}$$

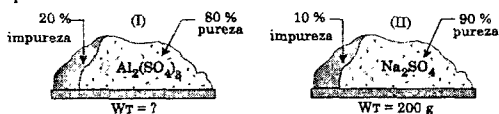
Problema 14

¿Qué peso de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ con 20 % de impurezas presenta la misma cantidad de azufre, contenido en 200 g de Na_2SO_4 con 90 % de pureza?

P.A.(uma): Al=27, Na=23, O=16, S=32

Resolución:

Sean las muestras impuras que contienen igual peso de azufre:



$$\text{P.F.}[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 54 + \underbrace{96}_{\text{S}} + 192 = \underbrace{342}_{\text{Compuesto}} \text{ uma}$$

$$\text{P.F.}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 46 + \underbrace{32}_{\text{S}} + 64 = \underbrace{142}_{\text{Compuesto}} \text{ uma}$$

En II:

$$W_{\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{puro})} = \frac{90}{100} \times 200 \text{ g} = 180 \text{ g}$$

Calculemos el W_S el Na_2SO_4 :

$$\text{En } 142 \text{ g } (\text{Na}_2\text{SO}_4) \xrightarrow{\text{hay}} 32 \text{ g(S)}$$

$$\text{En } 180 \text{ g } (\text{Na}_2\text{SO}_4) \xrightarrow{\text{hay}} W_S$$

$$\Rightarrow \boxed{W_S = 40,56 \text{ g}}$$

En I:

Calculemos el $W_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}$ puro que contiene 40,56g de azufre:

$$\text{En } 342 \text{ g } [\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] \xrightarrow{\text{hay}} 96 \text{ g(S)}$$

$$W_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{puro})} \rightarrow 40,56 \text{ g (S)}$$

$$\Rightarrow W_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{puro})} = 144,5 \text{ g}$$

Finalmente, calculamos el peso de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ impuro o sea W_{total} en (I)

$$144,5 \text{ g} \text{ --- } 80 \%$$

$$W_T \text{ --- } 100 \%$$

$$\Rightarrow \boxed{W_T = 180,62 \text{ g}}$$

Problema 15

Un kilogramo de agua de mar contiene 0,052 moles de ion magnesio. ¿Cuál es el número mínimo de kilogramos de agua de mar que debe procesarse para obtener un kilogramo de $\text{Mg}(\text{OH})_2$?

$$\text{Datos adicionales: } D_{\text{H}_2\text{O}(\text{mar})} = 1,04 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

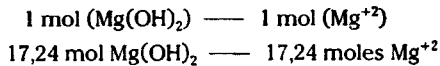
$$\text{P.A.}(uma): \text{Mg}=24, \text{O}=16, \text{H}=1$$

Resolución:

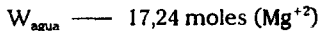
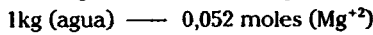
A partir de 1000 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ se halla el número de moles de este compuesto:

$$n = \frac{w}{M} = \frac{1000 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 17,24 \text{ moles}$$

Además:



Calculemos ahora el peso de agua de mar que contenga 17,24 moles de Mg^{+2}



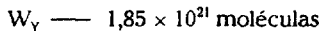
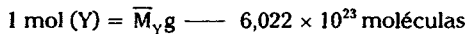
$$\Rightarrow W_{\text{agua}} = 331,54 \text{ kg}$$

Problema 16

Una mezcla contiene $1,65 \times 10^{21}$ moléculas de X y $1,85 \times 10^{21}$ moléculas de Y cuyo peso es 0,688 g. Si el peso molecular de X es 42 uma. ¿Cuál es el peso molecular de Y?

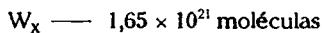
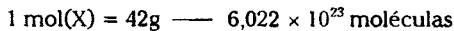
Resolución:

Calculemos el peso de Y en la mezcla:



$$\Rightarrow W_Y = 0,003 \bar{M}_Y \text{ g}$$

Análogamente calculemos el peso de X en la mezcla:



$$\Rightarrow W_X = 0,115 \text{ g}$$

Además por dato: $W_X + W_Y = 0,688 \text{ g}$

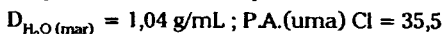
Reemplazando los valores hallados:

$$0,115 \text{ g} + 0,003 \bar{M}_Y \text{ g} = 0,688 \text{ g}$$

$$\Rightarrow \bar{M}_Y = 191 \text{ uma}$$

Problema 17

El elemento más abundante disuelto en el agua de mar es cloro (como Cl^-) con una concentración de 19 gramos por kilogramo de agua de mar. El volumen de los océanos es de $1,4 \times 10^{21}$ litros. ¿Cuántos átomos-gramos de cloro son potencialmente recuperables de los océanos?



Resolución:

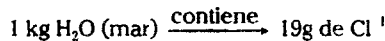
$$D_{\text{H}_2\text{O}(\text{mar})} = 1,04 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1,04 \frac{\text{kg}}{\text{L}}$$

Calculemos el peso total de agua de mar en kilogramos

$$W = D \times V = 1,04 \text{ kg/L} \times 1,4 \times 10^{21} \text{ L}$$

$$= 1,456 \times 10^{21} \text{ kg}$$

Calculemos ahora el peso en gramos de cloro



$$1,456 \times 10^{21} \text{ kg H}_2\text{O}(\text{mar}) \rightarrow W_{\text{Cl}}$$

$$\Rightarrow W_{\text{Cl}} = 27,66 \times 10^{21} \text{ g}$$

Finalmente determinamos el # At-g de cloro

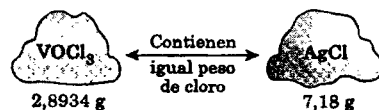
$$\# \text{ At-g} = \frac{W}{\text{P.A.}} = \frac{27,66 \times 10^{21} \text{ g}}{35,5 \text{ g/At-g}} = 0,78 \times 10^{21} \text{ At-g}$$

$$\text{o } \# \text{ At-g} = 7,8 \times 10^{20} \text{ At-g}$$

Problema 18

En un experimento para determinar el peso atómico de vanadio, se sometió una muestra de 2,8934 g de VOCl_3 puro a un conjunto de reacciones por las cuales todo el cloro contenido en este compuesto se pasó a AgCl . El peso de AgCl obtenido era 7,18 g. Si P.A.: $\text{Ag} = 107,87$ uma y $\text{Cl} = 35,45$ uma. ¿Cuál será el valor experimental obtenido para el peso atómico del vanadio?

Resolución:



$$\text{P.F. (VOCl}_3) = \frac{\text{P.A. (V)}}{(x)} + \frac{16}{\text{O}} + \frac{106,35}{\text{(Cl) uma}}$$

$$\text{P.F. (AgCl)} = \frac{107,87}{\text{(Ag)}} + \frac{35,45}{\text{Cl}} = \frac{143,32}{\text{Compuesto uma}}$$

Calculemos el peso de Cl en 7,18 g de AgCl:

$$143,32 \text{ g(AgCl)} \rightarrow 35,45 \text{ g (Cl)}$$

$$7,18 \text{ g (AgCl)} \rightarrow W_{\text{Cl}} \quad \boxed{W_{\text{Cl}} = 1,776 \text{ g}}$$

Este peso de Cl debe estar presente en 2,8934 g de VOCl_3

$$\text{En } 2,8934 \text{ g (VOCl}_3) \rightarrow 1,776 \text{ g (Cl)}$$

$$\text{En } (x+122,35) \text{ g (VOCl}_3) \rightarrow 106,35 \text{ g}$$

$$\text{Efectuando: } \boxed{x = \text{P.A. (V)} = 50,912 \text{ uma}}$$

Problema 19

La hemoglobina de los glóbulos rojos de la mayoría de los mamíferos contiene aproximadamente 0,33 % en masa de hierro. Si el peso molecular de la hemoglobina es 68 000 uma. ¿Cuántos átomos de Fe hay en la molécula de hemoglobina?

$$\text{P.A. (Fe)} = 56 \text{ uma}$$

Resolución:

Sea "x" el número de átomos de hierro en la molécula de la hemoglobina cuya fórmula es:

$$\text{E Fe}_x \quad (\bar{M} = 68000 \text{ uma})$$

$$\% W_{\text{Fe}} = \frac{W_{\text{Fe}}}{\bar{M}_{\text{hemoglobina}}} \times 100$$

$$0,33 = \frac{56x}{68000} \times 100$$

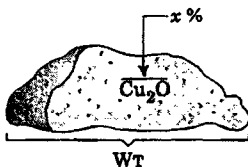
$$\text{Efectuando: } x = 4$$

Problema 20

Una muestra de cuprita impura, Cu_2O , contiene 66,6 % de Cu. ¿Cuál es el porcentaje de Cu_2O puro en la muestra?

$$\text{P.A. (uma): Cu}=63,5 \quad ; \quad \text{O}=16$$

Resolución:



Cuando se dispone del porcentaje de pureza es conveniente asumir: $W_T = 100 \text{ g}$

$$\rightarrow W_{\text{Cu}} = \frac{66,6}{100} \times 100 \text{ g} = 66,6 \text{ g}$$

$$\text{P.F. (Cu}_2\text{O)} = \frac{127}{16} = \frac{143}{1} \text{ uma}$$

Cu Compuesto

Cálculo de $W_{\text{Cu}_2\text{O}}$ puro en la muestra.

$$\text{En } 143 \text{ g (Cu}_2\text{O)} \rightarrow 127 \text{ g (Cu)}$$

$$W_{\text{Cu}_2\text{O}} \rightarrow 66,6 \text{ g (Cu)}$$

$$\rightarrow W_{\text{Cu}_2\text{O}} = 75 \text{ g}$$

$$\% W_{\text{Cu}_2\text{O}} = \frac{W_{\text{Cu}_2\text{O}}}{W_T} \times 100$$

$$\% W_{\text{Cu}_2\text{O}} = \frac{75 \text{ g}}{100 \text{ g}} \times 100 = 75 \%$$

Problema 21

La nicotina es un compuesto cuya composición centesimal es

$$C = 74 \%, H = 8,7 \% \text{ y } N = 17,3 \%$$

¿Qué porcentaje de los átomos en la nicotina son átomos de carbono?

$$\text{P.A. (uma): C}=12, H=1, N=14$$

Resolución:

Primero establezcamos la F.E. de la nicotina:

$$\text{F.E.} = \text{C}_x \text{H}_y \text{N}_z$$

$$x = \frac{74}{12} = 6,166 / 1,235 = 4,992 \approx 5$$

$$y = \frac{8,7}{1} = 8,7 / 1,235 = 7,04 \approx 7$$

$$z = \frac{17,3}{14} = 1,235 / 1,235 = 1$$

$$\therefore \text{F.E.} = \text{C}_5 \text{H}_7 \text{N}$$

\rightarrow número átomos por unidad fórmula es igual a 13

Finalmente evaluamos el % de átomos que representa el carbono en unidad fórmula.

$$\% \text{ átomos de C} = \frac{\# \text{ átomos (C)}}{\# \text{ átomos totales}} \times 100$$

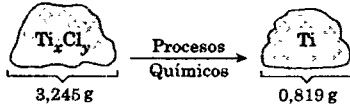
$$\approx \frac{5}{13} \times 100 = 38,46 \%$$

Problema 22

Una muestra de 3,245 g de cloruro de titanio se redujo con sodio a titanio metálico. Después de haber lavado el cloruro de sodio resultante, se secó el titanio metálico que quedó como residuo y que pesaba 0,819 g. ¿Cuál es la fórmula empírica del cloruro de titanio?

P.A.(uma): Ti=48, Cl=35,5

Resolución:



Por ley de conservación de masa, todo el titanio, obtenido (0,819 g) estuvo inicialmente en Ti_xCl_y . Por lo tanto planteamos:

$$W_{\text{Cl}} = 3,245 \text{ g} - 0,819 \text{ g} = 2,426 \text{ g}$$

Evaluamos la F.E. = Ti_xCl_y

$$x = \frac{0,819}{48} = 0,017 / 0,017 = 1$$

$$y = \frac{2,426}{35,5} = 0,068 / 0,017 = 4,01 \approx 4$$

$$\therefore \text{F.E.} = \text{TiCl}_4$$

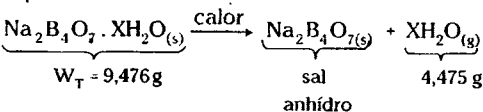
Problema 23

Al calentar 9,476 g de una sal hidratada de boro, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, se elimina 4,475 g de agua. ¿Cuál es la fórmula mínima del hidrato?

P.A.(uma): Na=23, B=11, O=16

Resolución:

$$\overline{M}_T = (202 + 18x)$$



$$W_T = W_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7} + W_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\Rightarrow W_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7} = 9,476 \text{ g} - 4,475 \text{ g} = 5,001 \text{ g}$$

De la fórmula de sal hidratada:

$$202 \text{ g} (\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) \rightarrow 18x \text{ g} (\text{H}_2\text{O}) \dots\dots\dots (\alpha)$$

Del dato:

$$5,001 \text{ g} (\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) \rightarrow 4,475 \text{ g} (\text{H}_2\text{O}) \dots\dots\dots (\beta)$$

Dividiendo $(\alpha) \div (\beta)$ y despejando "x"

$$\frac{202}{5,001} = \frac{18x}{4,475} \Rightarrow x = \frac{202 \times 4,475}{5,001 \times 18} \approx 10$$

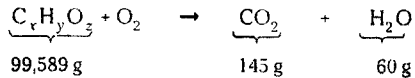
$$\therefore \text{F.E.} = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$$

Problema 24

En la combustión de 99,539 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O se formaron 145 g de CO_2 y 60 g de H_2O . Además, 1/2 mol de compuesto pesa 60 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

P.A.(uma): C=12, H=1, O=16

Resolución:



Calculemos el W_C en 145 g de CO_2 :

$$\overline{M}_{\text{CO}_2} = \underset{\uparrow \text{C}}{12} + 32 = 44$$

$$\text{En } 44 \text{ g} (\text{CO}_2) \rightarrow 12 \text{ g} (\text{C})$$

$$\Rightarrow W_C = 39,545 \text{ g}$$

$$\text{En } 145 \text{ g} (\text{CO}_2) \rightarrow W_C$$

Calculemos el W_H en 60 g de H_2O

$$\overline{M}_{\text{H}_2\text{O}} = \underset{\uparrow \text{H}}{2} + 16 = 18$$

$$\text{En } 18 \text{ g} (\text{H}_2\text{O}) \rightarrow 2 \text{ g} (\text{H})$$

$$\Rightarrow W_H = 6,666 \text{ g}$$

$$\text{En } 60 \text{ g} (\text{H}_2\text{O}) \rightarrow W_H$$

Calculemos el W_O en 99,539 g de $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$:

$$\underset{\uparrow}{W_C} + \underset{\uparrow}{W_H} + W_O = 99,539 \text{ g} \Rightarrow W_O = 53,328 \text{ g}$$

39,545 g 6,666 g

Evaluamos la F.E.

$$x = \frac{39,545}{12} = 3,2954 / 3,2954 = 1$$

$$y = \frac{6,666}{1} = 6,666 / 3,2954 \approx 2$$

$$z = \frac{53,328}{16} = 3,333 / 3,2954 \approx 1$$

$$\therefore \text{F.E.} = \text{CH}_2\text{O} \quad (\overline{M}_{\text{F.E.}} = 30 \text{ uma})$$

Cálculo de peso molecular del compuesto:

$$\left. \begin{array}{l} 0,5 \text{ moles} \longrightarrow 60 \text{ g} \\ 1 \text{ mol} \longrightarrow \overline{M}_g \end{array} \right\} \Rightarrow \overline{M} = 120 \text{ uma}$$

Calculemos "K" y luego la F.M. del compuesto:

$$K = \frac{\overline{M}_{\text{F.M.}}}{\overline{M}_{\text{F.E.}}} = \frac{120}{30} = 4$$

$$\rightarrow \text{F.M.} = 4 \times \text{CH}_2\text{O} = \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_4$$

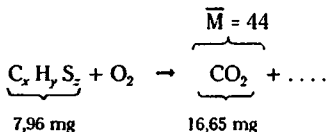
Problema 25

Una muestra de 7,96 mg de tiofeno, formada por C, H y S se quemó y dio 16,65 mg de CO_2 . Si 4,31 mg de tiofeno se transformó mediante reacciones químicas en 11,96 mg de sulfato de bario, hallar la fórmula molecular del tiofeno si su peso molecular está entre 80 y 120 uma.

P.A.(uma): C = 12 H = 1 S = 32 Ba = 137

Resolución:

Sea la F.E. = $\text{C}_x\text{H}_y\text{S}_z$



$$W_C = 16,65 \text{ mg} \times \frac{12 \text{ mg C}}{44 \text{ mg}} = 4,541 \text{ mg}$$

Todo el S que está en 4,31 mg de $\text{C}_x\text{H}_y\text{S}_z$ debe estar en 11,96 mg de sulfato de bario (BaSO_4), cuyo peso molecular es:

$$\overline{M} = 137 + 32 + 64 = 233 \text{ uma}$$

$$W_S = 11,96 \text{ mg} \times \frac{32 \text{ mg S}}{233 \text{ mg}} = 1,642 \text{ mg S}$$

Calculemos el W_S en 7,96 mg de tiofeno

$$\left. \begin{array}{l} 4,31 \text{ mg} \longrightarrow 1,642 \text{ mg S} \\ 7,96 \text{ mg} \longrightarrow W_S \end{array} \right\} W_S = 3,032 \text{ mg}$$

Calculemos W_H en 7,96 mg de tiofeno

$$W_H = 7,96 - W_C - W_S = 7,96 - 4,541 - 3,032$$

$$W_H = 0,387 \text{ mg}$$

Evaluamos ahora la fórmula empírica:

$$x = \frac{W_C}{\text{P.A.}_C} = \frac{4,54}{12} = 0,378 / 0,094 = 3,99 \approx 4$$

$$y = \frac{W_H}{\text{P.A.}_H} = \frac{0,387}{1} = 0,387 / 0,094 = 4,08 \approx 4$$

$$z = \frac{W_S}{\text{P.A.}_S} = \frac{3,032}{32} = 0,094 / 0,094 = 1$$

$$\therefore \text{F.E.} = \text{C}_4\text{H}_4\text{S} \quad (\overline{M}_{\text{F.E.}} = 84 \text{ uma})$$

Como $\overline{M}_{\text{F.M.}}$ está entre los números 80 y 120 uma,

entonces $\overline{M}_{\text{F.M.}} = 84$ y $K = 1$

$$\therefore \text{F.M.} = \text{C}_4\text{H}_4\text{S}$$

Problema 26

Una muestra de 0,15 moles de un compuesto orgánico contiene 1,5 átomos gramo de carbono, 2,1 gramos de hidrógeno y $1,8 \times 10^{23}$ átomos de nitrógeno. Hallar la F.E. y la atomicidad molecular.

P.A.(uma) C = 12, H = 1, N = 14

Resolución:

Sea la F.M. = $\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z$, donde x, y, z son números de moles de C, H y N respectivamente por 1 mol de compuesto.

Según dato, en 0,15 moles de compuesto hay:

$$n_C = 1,5 \text{ moles}$$

$$n_H = \frac{W}{\text{P.A.}} = \frac{2,1}{1} = 2,1 \text{ moles}$$

$$n_O = \frac{1,8 \times 10^{23}}{6 \times 10^{23}} = 0,3 \text{ moles}$$

Evaluemos ahora x, y y z :
 En 0,15 mol (comp.) — 1,5 mol C
 En 1 mol (comp.) — x
 $\therefore x = 10$

En 0,15 mol (comp.) — 2,1 mol H
 En 1 mol (comp.) — y
 $\therefore y = 14$

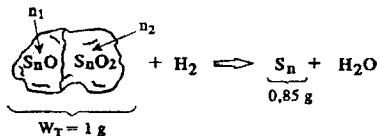
En 0,15 mol (comp.) — 0,3 mol N
 En 1 mol (comp.) — z
 $\therefore z = 2$

Entonces: FM = $C_{10}H_{14}O_2$
 Atomicidad molecular = $10 + 14 + 2 = 26$
 Simplificando tenemos: F.E. = C_5H_7O

Problema 27

Una mezcla de SnO y SnO₂ que pesa un gramo se combina con H₂ para formar agua y dejar libre 0,85 g de estaño puro. ¿Cuál era el % en masa de óxido de estaño (II) en la mezcla original?
 P.A (uma) : Sn = 119 O = 16 H = 1

Resolución:



Sea n_1 y n_2 el número de moles de SnO y SnO₂ respectivamente:

$$\overline{M}_{\text{SnO}} = 119 + 16 = 135 \text{ uma}$$

$$\overline{M}_{\text{SnO}_2} = 119 + 32 = 151 \text{ uma}$$

$$W_{\text{SnO}} = 135n_1 \text{ g} ; W_{\text{SnO}_2} = 151n_2 \text{ g}$$

Nos pide: $\% W_{\text{SnO}} = \frac{119n_1}{W_T} \times 100 \dots \dots \dots (\alpha)$

Calculo de "n"
 $135n_1 + 151n_2 = 1 \text{ g} \dots \dots (1)$

Además todo el "Sn" que sale libre estuvo formando óxidos y según la fórmula de los óxidos, cada uno contiene n_1 y n_2 moles de "Sn", entonces:

$$n_1 + n_2 = \frac{0,85}{119} = 0,007 \dots \dots (2)$$

Resolviendo (1) y (2): $n_1 = \frac{0,057}{16}$

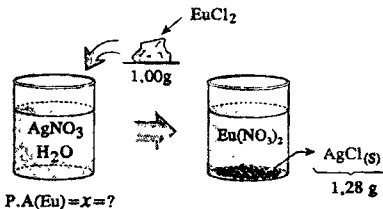
En (α): $\% W_{\text{SnO}} = \frac{119(0,057/16) \text{ g}}{1 \text{ g}} \times 100 = 42,40\%$

Problema 28

Se trata una muestra de dicloruro de europio, EuCl₂, que pesa 1,00 g con exceso de nitrato de plata acuoso y se recupera todo el cloruro en la forma de 1,28 g de AgCl. ¿Cuál es el peso atómico del europio?

P.A.(uma): Cl = 35,5 Ag = 108

Resolución:



Todo el cloro (en forma de cloruro, Cl) que estuvo en EuCl₂ está en 1,28 g de AgCl.

$$n_{\text{AgCl}} = \frac{W}{M} = \frac{1,28}{143,5} = 0,0089$$

$$1 \text{ mol AgCl} \rightarrow 1 \text{ mol Cl}$$

$$0,0089 \text{ mol AgCl} \rightarrow n_{\text{Cl}}$$

$$\Rightarrow n_{\text{Cl}} = 0,0089 \text{ moles}$$

$$1 \text{ mol EuCl}_2 \rightarrow 2 \text{ mol Cl}$$

$$n_{\text{EuCl}_2} \rightarrow 0,0089 \text{ mol Cl}$$

$$n_{\text{EuCl}_2} \Rightarrow 0,00445 \text{ mol}$$

Pero:

$$n_{\text{EuCl}_2} = \frac{W}{\bar{M}_{\text{EuCl}_2}} = 4,45 \times 10^{-3} = \frac{1,00}{x + 71}$$

$$\therefore x = \text{P.A.}(\text{Eu}) = 153,72 \text{ uma}$$

Problema 29

Una muestra de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ se calentó a 100°C ; perdió parcialmente agua y dio otro hidrato que contenía 29,74 % de cobre. Una muestra de 85,42 mg de este nuevo hidrato dio 93,33 mg de sulfato de bario que se precipitó cuando se trató con una solución de nitrato de bario. ¿Cuál es la fórmula del nuevo hidrato?

P.A.(uma): Cu = 63,5 S = 32 O = 16

Ba = 137

Resolución:

Sea el nuevo hidrato: $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ($\bar{M} = 159,5$) ($\bar{M} = 18$)

$$\bar{M}_T = 63,5 + 96 + 18x = 159,5 + 18x$$

$$\% \text{Cu} = \frac{63,5}{159,5 + 18x} \times 100 = 29,74$$

Efectuando: $x = 3$

\therefore El nuevo hidrato es: $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

Además, como verificación indicaremos que todo el azufre que se encuentra en 85,42 mg de $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ debe estar presente en 93,33 mg de BaSO_4 , y, según la fórmula de estos compuestos, se debe cumplir:

$n_{\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{BaSO}_4}$, debido a que contiene igual número de moles de azufre.

Comprobación: $n_{\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}} = \frac{85,42}{213,5} = 0,4 \text{ moles}$

$$n_{\text{BaSO}_4} = \frac{93,33}{233} = 0,4 \text{ moles}$$

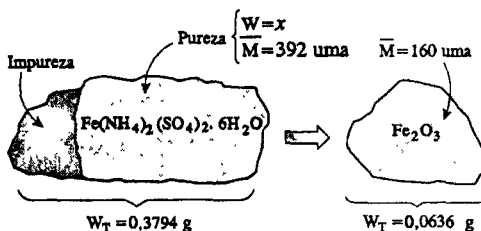
Problema 30

El hierro en una muestra de sal de Mohr, $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, fue convertido cuantitativamente a Fe_2O_3 . Una muestra de 0,3794 g de la sal dio 0,0636 g de Fe_2O_3 . Calcular el porcentaje de pureza de la muestra salina.

P.A.(uma): Fe = 56 N = 14 S = 32

O = 16 H = 1

Resolución:



$$\% \text{ pureza} = \frac{x}{0,3794} \times 100 \dots (\alpha)$$

$$x = n \bar{M} = 392 n \dots (1)$$

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{0,0636}{160} = 0,0004 \text{ mol}$$

$n_{\text{Fe}} = 2 \times 0,0004 = 0,0008 \text{ moles}$ (según la fórmula de Fe_2O_3)

Además, $n_{\text{Fe}} = n_{\text{sal}}$ (porque 1 mol de sal contiene 1 mol de Fe)

$$\text{En (1): } x = 0,0008 \times 392 = 0,3136 \text{ g}$$

$$\text{En } (\alpha): \% \text{ pureza} = \frac{0,3136 \text{ g}}{0,3794 \text{ g}} \times 100 = 82,66 \%$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

¿Cuántas fórmulas empíricas hay en la siguiente relación?

- H_2O_2
- Na_2S
- H_2SO_4
- NH_3
- $C_6H_{12}O_6$
- $C_7H_4O_2$
- H_2O

- A) 2 B) 3 C) 4
D) 5 E) 6

El calcio posee dos isótopos, Ca^{40} y Ca^{44} , si el peso atómico es 40,08 uma, ¿Cuál es el % de abundancia del isótopo liviano?

- A) 88 % B) 90 % C) 35 %
D) 98 % E) 60 %

Para determinar el peso de una molécula de cierto elemento, debe dividirse entre $6,022 \times 10^{23}$, el valor correspondiente a la masa de:

- A) un átomo-gramo del elemento
B) una molécula-gramo del elemento
C) un gramo del elemento
D) 22,4 átomo-gramo de elemento
E) $6,022 \times 10^{23}$ átomos del elemento

40 g de Argón (P.A. = 40 uma):

- A) contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Argón
B) contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de Argón
C) contiene un mol de átomos
D) contiene 1 átomo-gramo
E) todas son correctas.

Señalar verdadero (V) o falso (F)

- I. El peso de una molécula de ácido sulfúrico es 98 g.
II. El átomo-gramo es el peso de un mol de átomos.
III. El peso atómico y el peso molecular son pesos relativos.
IV. Un átomo-gramo es numéricamente igual al peso atómico expresado en gramos.

- A) FFVV B) FVVV C) FVVF
D) VVVV E) FFFF

6. Señale el enunciado incorrecto.

- A) 5 moles de O_2 , pesan el doble que 5 moles de CH_4 .
B) En 3 moles de ácido acético (CH_3COOH), existen 6 átomos-gramos de carbono.
C) 54g de H_2O , contiene aproximadamente 18×10^{23} moléculas.
D) En 63 g de HNO_3 hay 48 g de oxígeno.
E) En 12×10^{23} moléculas de $C_6H_{12}O_6$ están contenidos 72 g de carbono.

P.A.(uma): O=16 C=12 N=14

7. ¿Cuántas toneladas de hierro pueden obtenerse teóricamente, a partir de 5 toneladas de óxido férrico?

P.A.(uma): Fe=56 O=16

- A) 2,42 B) 2,50 C) 3,50
D) 3,62 E) 3,89

8. Hallar el peso molecular de un compuesto monoclorado, si contiene 25 % en peso de cloro.

P.A.(uma): Cl = 35,5

- A) 170 uma B) 142 uma C) 71 uma
D) 284 uma E) 340 uma

9. Una mezcla contiene solamente a las sustancias puras: A y B. El peso total de la mezcla es 3,72 g; el número total de moles es 0,06; el peso de un mol de B es 48 g y en la mezcla hay 0,02 moles de A. ¿Cuál es el peso molecular de A?

- A) 60 uma B) 90 uma C) 70 uma
D) 80 uma E) 120 uma

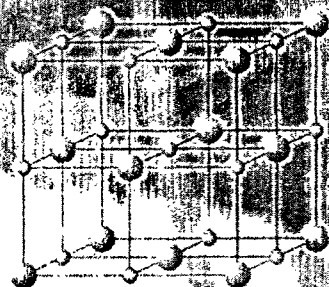
10. El porcentaje de Y es 40 % en X_3Y_2 . ¿Cuál es el porcentaje en peso de X en X_4Y_5 ?
- A) 60 % B) 40 % C) 33,33 %
D) 66,66 % E) 44,44 %
11. Se calentaron 10 g de $NiCl_2$ hidratado, $NiCl_2 \cdot xH_2O$, se obtuvo así un residuo anhidro de $NiCl_2$ que pesó 5,456 g. Calcular el valor de "x".
P.A.(uma): Ni=58,7 Cl=35,5 O=16
- A) 7 B) 5 ✓ C) 4
D) 6 E) 3
12. Cierta cloruro de mercurio sólido contiene 85 % de mercurio. Hallar la fórmula empírica de este compuesto.
P.A.(u.ma): Hg=200,6 Cl=35,5
- A) HgCl B) HgCl₂ C) Hg₂Cl₂
D) Hg₃Cl₂ E) Hg₄Cl₄
13. Una sustancia dada muestra el siguiente análisis en peso: C = 57,2 %, H=4,79 % y S= 38,01 %. Si 5 gramos de este material producen en las propiedades molares el mismo efecto que $1,8 \times 10^{22}$ moléculas, ¿cuál es la fórmula molecular de la sustancia?
P.A.(uma): C=12 H=1 S=32
- A) C₄H₄S B) C₈H₈S₂ C) C₆H₈S₂
D) C₂H₆S₂ E) C₃H₈S₃
14. La combustión de 7,49 g de un compuesto que contiene C, H y O produjo 14,96 g de CO₂ y 6,13 g de agua. Además, dos moléculas de este compuesto pesan $5,866 \times 10^{22}$ g. Establecer la fórmula molecular del compuesto.
- A) C₈H₁₆O₄ B) C₄H₁₀O₂ C) C₆H₁₂O₃
D) C₄H₈O₂ E) C₂H₄O₃
15. En la combustión de una muestra de un hidrocarburo se forman 1,026 g de H₂O y 11,40 g de CaCO₃ (al absorber el CO₂ en disolución de Ca(OH)₂). Además 2,5 moles de compuesto pesa 195 g. Hallar la fórmula molecular del hidrocarburo.
P.A.(uma): Ca=40 C=12 O=16
- A) C₃H₈ B) C₂H₂ C) C₄H₄
D) C₆H₆ E) C₅H₁₀
16. Se trata 0,578 g de estaño puro con flúor gaseoso hasta que el peso del compuesto resultante tenga un valor constante de 0,944 g. ¿Cuál es la ecuación de síntesis de este proceso?
P.A.(uma): Sn=119 F=19
- A) Sn + F₂ → SnF₂
B) Sn + F₂ → SnF₄
C) Sn + F₂ → Sn₂F₂
D) Sn + F₂ → SnF₆
E) Sn + F₂ → Sn₂F₈
17. Una mezcla de 1,00 g de óxido cuproso (Cu₂O) y óxido cúprico (CuO) fue cuantitativamente reducido a 0,839 g de cobre metálico. ¿Cuál era el peso del CuO en la muestra original?
P.A.(uma): Cu=63,5
- A) 0,61 g B) 0,54 g C) 0,32 g
D) 0,41 g E) 0,81 g
18. Una muestra de 1,483 g de un compuesto de K, Cr y O dan lugar mediante tratamiento adecuado a 0,581 g de Cr₂O₃ y 1,609 g se transforman a 2,296 g de KClO₄. Hallar la F.E del compuesto.
P.A.(uma): K=39, Cr=52 Cl=35,5
- A) K₂Cr₂O₇ B) K₂CrO₄ C) K₂CrO₃
D) K₂CrO₂ E) KCrO₃

19. En un compuesto orgánico se identifica la presencia de **C**, **H** y **Cl**. Por oxidación de 1,00 g del mismo se obtienen 1,364 g de CO_2 y 0,698 g de H_2O . Además, un litro de la sustancia gaseosa a 41°C y 771 mmHg pesa 2,549 g. Hallar la F.M. del compuesto.
- A) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ B) $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{Cl}_2$ C) $\text{C}_3\text{H}_6\text{Cl}_2$
 D) $\text{C}_4\text{H}_8\text{Cl}_2$ E) $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$
20. Los elementos "A" y "B" reaccionan con el oxígeno para formar los compuestos de fórmulas: ABO_3 y AB_2O_5 , el primero de los cuales contiene 17,36 % de oxígeno en peso y el segundo 20,01 %. Hallar el peso de 10 átomo-libra de A y 20 átomos de B respectivamente.
- A) 1372 lb ; $3,03 \times 10^{21}$ g
 B) 915 lb ; $4,54 \times 10^{21}$ g
 C) 810 lb ; $3,4 \times 10^{22}$ g
 D) 91,5 lb ; $2,27 \times 10^{22}$ g
 E) 1270 lb ; $4,03 \times 10^{21}$ g
21. Un tipo de azúcar, sustancia blanca que se usa mucho como aglutinante en la fabricación de píldoras y tabletas, contiene **C**, **H** y **O** en su composición. Para analizar una preparación comercial se quema una muestra de 0,5624 g. El aumento de peso del absorbente de agua es de 0,3267 g y el del absorbente de CO_2 es 0,8632 g. Hallar la F.E del compuesto.
- A) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ B) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ C) CH_2O
 D) $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ E) $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}_5$
22. A partir de 6,827 g de óxido de hierro se obtiene 24,6 g de sulfato ferroso heptahidratado. Hallar la fórmula del óxido de hierro.
- P.A(uma): Fe = 55,85 S = 32 O = 16
- A) FeO B) Fe_2O_3 C) Fe_3O_4
 D) Fe_2O_4 E) FeO_2
23. Al hidrolizar un compuesto binario de Al y S se forman 2,252 g de hidróxido de aluminio y se desprenden 1,058 litros de sulfuro de hidrógeno gaseoso a 20°C y 752 mmHg. Hallar la fórmula empírica del compuesto desconocido.
- P.A.(uma): Al = 27 S = 32
- A) Al_2S_3 B) Al_4S_6 C) Al_3S_2
 D) Al_2S_5 E) AlS
24. Se desea establecer la fórmula molecular de un compuesto orgánico cuaternario en base a las siguientes experiencias: al oxidar 1,515 g de compuesto se forman 1,11 g de CO_2 y 0,909 g de H_2O ; al tratar 0,2536 g de compuesto dan lugar a $102,6 \text{ cm}^3$ de nitrógeno medidos sobre agua a 17°C y 758 mmHg. Para la determinación del peso molecular se comprueba que 0,169 g de compuesto desalojan 68 cm^3 de aire medidos a las mismas condiciones que el nitrógeno.
- $P_V^{17^\circ\text{C}} = 14,5 \text{ mmHg}$
- P.A(uma): N=14 C=12 O=16 H=1
- La fórmula buscada es:
- A) $\text{C}_2\text{H}_2\text{ON}$ B) COH_2N_4 C) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2\text{N}$
 D) CON_2H_4 E) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2\text{N}_2$
25. Una mezcla consistente en los compuestos de fórmulas C_2H_6 y C_3H_8 pesa 0,187 g y comprende un total de 4,8 milimoles. ¿Cuántos gramos de carbono hay en la mezcla?
- P.A(uma): C = 12 H = 1
- A) 0,112 g B) 0,098 g C) 0,171 g
 D) 0,067 g E) 0,152 g

CLAVES

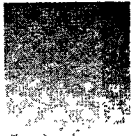
Capítulo

X



- | | |
|-------|-------|
| 01. C | 14. A |
| 02. D | 15. D |
| 03. B | 16. B |
| 04. E | 17. A |
| 05. B | 18. B |
| 06. E | 19. A |
| 07. C | 20. A |
| 08. B | 21. B |
| 09. B | 22. C |
| 10. E | 23. A |
| 11. D | 24. D |
| 12. A | 25. E |
| 13. B | |

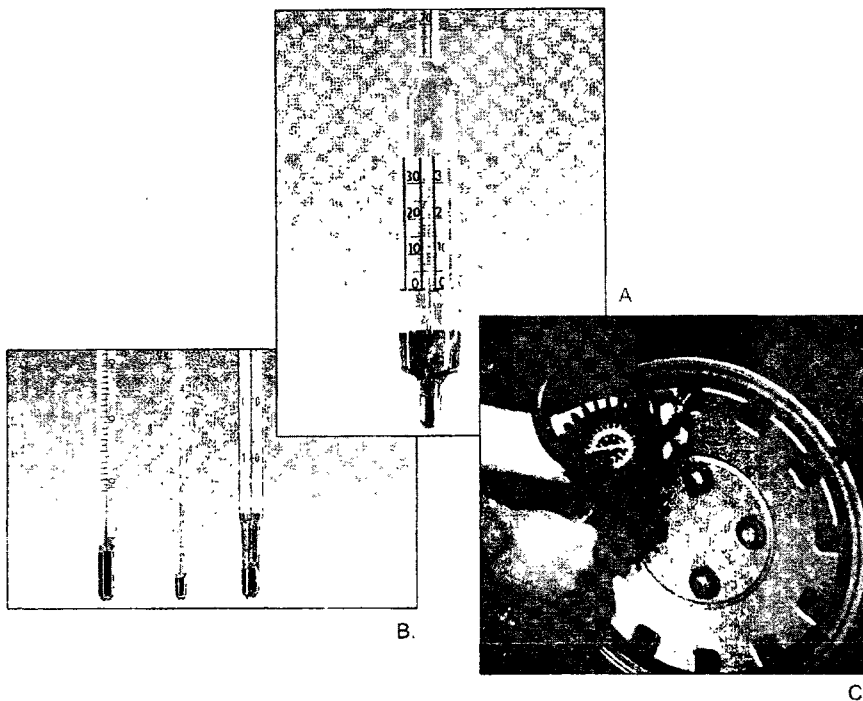




XI

CAPÍTULO

Densidad, Presión y Temperatura



- A. **Densímetro.** Es un instrumento de precisión para determinar la densidad de líquidos o la concentración de sustancias disueltas.
- B. **Termómetros de precisión.** Los termómetros de este tipo se fundamentan en la dilatación de mercurio para registrar lecturas de temperatura. Es muy utilizado en laboratorios químicos y clínicos.
- C. **Manómetro.** Instrumentos muy útiles para medir la presión de los gases. En la figura, el manómetro mide la presión del aire encerrado en el neumático.

DENSIDAD, PRESIÓN Y TEMPERATURA

OBJETIVOS

- Comprender la definición de densidad y peso específico como una propiedad física intensiva muy importante de las sustancias químicas puras y de las mezclas, y cómo hallarlos.
- Comprender cómo generan presión los líquidos y los gases, así como conocer las unidades de presión y ser capaz de diferenciar sus tipos (manométrica, absoluta y atmosférica)
- Comprender la definición de temperatura como una medida de la energía cinética media de las moléculas de un cuerpo material, así como las escalas termométricas en que se miden y ser capaz de realizar la interconversión entre las escalas.

INTRODUCCIÓN

En el capítulo II estudiamos la materia, sus propiedades y sus estados de agregación molecular de manera muy somera, ahora nos preguntamos ¿dichas propiedades son constantes a cualquier condición de presión y temperatura?. La respuesta es no. Las propiedades de la materia toman ciertos valores específicos sólo a cierta presión y temperatura, por lo que al presentar en unas tablas ciertas propiedades físicas, indicamos los valores de presión y temperatura, sin detallar estas dos magnitudes físicas. En el



En el polo terrestre, el agua coexiste en sus tres estados de agregación: sólido (hielo), líquido y gaseoso (vapor), a una temperatura de 0°C y a 760 mmHg de presión. El hielo flota sobre agua líquida por su menor densidad.

presente capítulo abordaremos estas magnitudes muy importantes que determinan los cambios físicos y químicos.

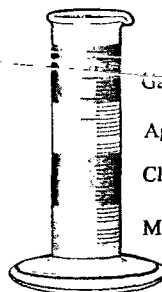
Quando se indica que el hierro es “mas pesado” que el aluminio, ¿qué es lo que queremos decir? no se debe plantear que cada trozo de hierro pesa más que cada trozo de aluminio, sino que, dado volúmenes iguales de hierro y aluminio, el hierro pesa más y, por tanto, tiene mayor masa. Esto se cuantifica en función de la masa por unidad de volumen o **densidad**. Por lo tanto, en términos comunes, un cuerpo material mas denso será mas pesado que otro menos denso.

¿El agua puede hervir solamente a 100°C? No. El agua hierve a 100°C sólo si la presión que soporta es de 760 mmHg, si la presión que soporta es 1 268 mmHg el agua hervirá a 115°C como ocurre en las **ollas a presión**, y si la presión externa que soporta el agua es menor a 760 mmHg (1 atmósfera), como lo es en las alturas, el agua hierve por debajo de 100°C. ¿Los alimentos se cocen en igual tiempo, en las costa, sierra y en una olla a presión? La cocción de alimentos es una reacción química, por lo tanto la velocidad de la reacción es directamente proporcional a la temperatura, esto implica que en ollas a presión se cocen con mayor rapidez, o sea en menos tiempo y en la sierra en mas tiempo debido a que la velocidad de reacción es menor (temperatura de ebullición menor a 100°C).

DENSIDAD (D, ρ)

Las diferentes sustancias que existen en la naturaleza están conformadas por partículas (átomos, iones o moléculas) que según las condiciones de **presión** y **temperatura** a las que se encuentren definirán el estado de agregación molecular (sólido, líquido o gaseoso) y una **condición** muy característica.

Para caracterizar el **estado** tan singular de la sustancia, se emplea la propiedad física intensiva denominada **densidad**, que nos indicará la cantidad de masa del cuerpo material contenida en un volumen **definido** de ella.



Gasolina (0,57 g/mL)

Agua (1,0 g/mL)

Cloruro de metilo (1,3 g/mL)

Mercurio (13,6 g/mL)

Cuatro líquidos inmiscibles (no forman mezcla homogénea) se separan en capas; el líquido más denso se va al fondo y el menos denso se eleva hasta la superficie

$$\boxed{\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}} \quad \text{ó} \quad \boxed{\rho = \frac{m}{V}}$$

Por lo tanto la masa y el volumen de una sustancia podemos evaluar así:

$$\text{masa} \Rightarrow m = \rho V ; \text{volumen} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho}$$

Unidades:

En el Sistema Internacional (SI) $\Rightarrow \text{kg/m}^3$

Las unidades más comunes o más usuales $\Rightarrow \underbrace{\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} ; \frac{\text{g}}{\text{mL}} ; \frac{\text{lb}}{\text{pie}^3}}_{\text{para sólidos y líquidos}} ; \underbrace{\text{g/L}}_{\text{para gases}}$

En este capítulo se dará mayor énfasis al **Sistema Internacional**, cuyo uso es más recomendado universalmente.

Recordar las siguientes equivalencias:

Masa : 1 kilogramo (kg) = 1000 g = 2,2 lb

Volumen : 1 litro (L) = 1 dm³ = 1000 mL = 1 000 cm³ ; 1 mL = 1 cm³ (cc)

Tabla 11.1 Densidad de algunas sustancias a una atmósfera de presión y 20°C de temperatura.

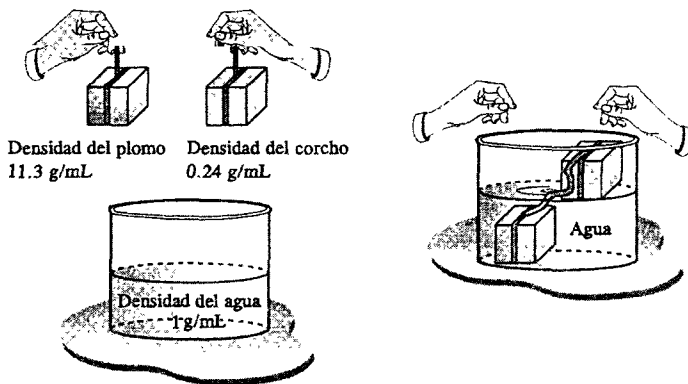
Sólidos	S.I	Común
Corcho	240 kg/m ³	0,24 g/cm ³
Madera	500 kg/m ³	0,50 g/cm ³
Papel	700 kg/m ³	0,70 g/cm ³
NaCl	2 160 kg/m ³	2,16 g/cm ³
Cu	8 920 kg/m ³	8,92 g/cm ³
Au	19 300 kg/m ³	19,3 g/cm ³
Os	22 400 kg/m ³	22,4 g/cm ³
Plomo	11 300 kg/m ³	11,3 g/cm ³
Vidrio	2 600 kg/m ³	2,6 g/cm ³
Ladrillo (promedio)	1 900 kg/m ³	1,9 g/cm ³
Caucho (duro)	1 200 kg/m ³	1,2 g/cm ³

Líquidos	S.I	Común
Cloroformo	1 500 kg/m ³	1,50 g/cm ³
Alcohol Etílico	780 kg/m ³	0,78 g/cm ³
Aceite	800 kg/m ³	0,80 g/cm ³
Agua de Mar	1 040 kg/m ³	1,04 g/cm ³
Leche	1 030 kg/m ³	1,03 g/cm ³
Sangre	1060 kg/m ³	1,06 g/cm ³
Bromo	3 120 kg/m ³	3,12 g/cm ³
Mercurio	13 600 kg/m ³	13,6 g/cm ³
Glicerina	1 260 kg/m ³	1,82 g/cm ³
Ácido sulfúrico	1 840 kg/m ³	1,84 g/cm ³
Gasolina (aprox.)	670 kg/m ³	0,67 g/cm ³

Gases	S.I	Común
H ₂	0,09 kg/m ³	0,09 g/L
Aire	1,29 kg/m ³	1,29 g/L
O ₂	1,43 kg/m ³	1,43 g/L
CO ₂	1,98 kg/m ³	1,98 g/L

Densidades medidas a condiciones normales (P = 1 atmósfera y T = 0°C)

Figura 11.1 La diferencia de densidades determina si un objeto flota o se hunde dentro de un determinado líquido. en la ilustración es el agua. El plomo se hunde porque es más denso que el agua, y el corcho flota porque es menos denso.



Debemos tener en cuenta que:

1. Los valores de densidad de las sustancias dependen de la presión y la temperatura a la cual se encuentre, pero no dependen de la gravedad; por lo tanto, la densidad de un cuerpo en la Tierra es igual que en la Luna, a la misma presión y temperatura.
2. Estando a la misma presión y temperatura es posible diferenciar a dos sustancias químicamente puras por sus valores de densidad, debido a que es una propiedad intensiva y característica de cada sustancia.
3. Para una sustancia química, generalmente se cumple: $D_{sólido} > D_{líquido} > D_{gas}$
4. La densidad de sustancias sólidas y líquidas varía en cantidades muy pequeñas con la temperatura, por lo cual generalmente se considera constante en un rango de temperatura de 0°C a 30°C. En cálculos muy precisos debe considerarse que la densidad disminuye al aumentar la temperatura, esto se debe a la dilatación o aumento de volumen que experimentan las sustancias al ser calentadas.
5. El agua presenta un comportamiento anormal en la variación de su densidad respecto a la temperatura en el rango de 0° a 4°C (ver gráfica 11.1)

Cuando la temperatura aumenta de 0° a 4°C, su densidad también lo hace debido a que el volumen del agua sólida (hielo) disminuye al pasar al estado líquido; esto se debe a que, en el hielo, las moléculas de agua están formando estructuras hexagonales que ocupan mayor espacio que en el estado líquido.

Cuando la temperatura del agua es de 4°C, su densidad toma el máximo valor de 1 kg/L o 1 g/cm³ (62,4 lb/pie³); y a valores de temperatura mayores a 4°C empezará a disminuir y pues su volumen empezará a aumentar por el debilitamiento de los enlaces puente hidrógeno que ya no cohesionarán tan fuertemente a las moléculas del agua.

Gráfica 11.1
Variación de la densidad del H₂O con la temperatura

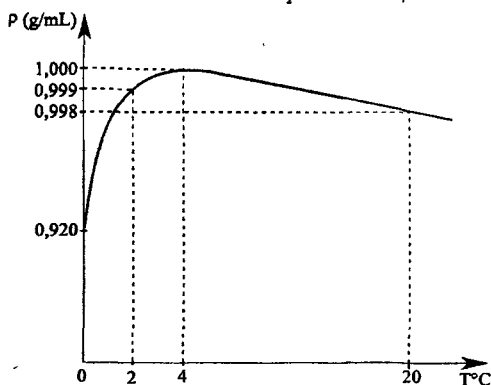


Tabla 11.2 Densidad del agua a diferentes temperaturas

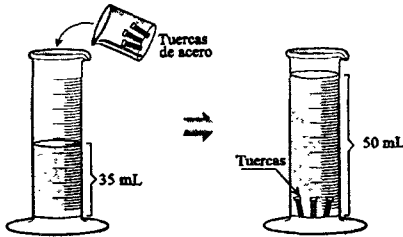
Temperatura (°C)	Densidad (g/mL)	Temperatura (°C)	Densidad (g/mL)
1	0,99989	11	0,99960
2	0,99993	12	0,99949
3	0,99995	13	0,99937
4	1,00000	14	0,99924
5	0,99995	15	0,99909
6	0,99993	16	0,99894
7	0,99989	17	0,99877
8	0,99984	18	0,99859
9	0,99977	19	0,99840
10	0,99969	20	0,99819

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

Si en una probeta de 50 mL de capacidad se dispone 35 mL de agua destilada, y luego al agregar 108 gramos de tuercas de acero, se observó que el nivel del agua asciende hasta completar la capacidad de la probeta., determinar la densidad del acero en unidades S.I.

Resolución:



Volumen de las tuercas

$$V = 50 \text{ mL} - 35 \text{ mL} = 15 \text{ mL} = 15 \text{ cm}^3$$

Masa de las tuercas

$$m = 108 \text{ g}$$

Densidad del acero

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{108 \text{ g}}{15 \text{ cm}^3} = 7,2 \text{ g/cm}^3$$

$$\rightarrow \rho = 7200 \text{ kg/m}^3$$

Ejemplo 2

Determine en cuántos mililitros disminuye el volumen del agua cuando 1kg de hielo a 0°C se derrite totalmente y luego se calienta hasta 4°C.

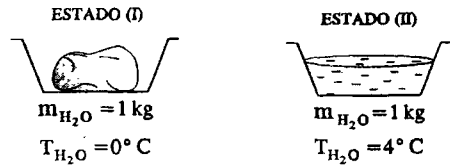
Dato:

$$\rho_{\text{H}_2\text{O}}^{0^\circ\text{C}} = 920 \text{ kg/m}^3 ; \quad \rho_{\text{H}_2\text{O}}^{4^\circ\text{C}} = 1000 \text{ kg/m}^3$$

Resolución:

Sabemos:

$$\rho = \frac{m}{v}, \text{ entonces } v = \frac{m}{\rho}; \text{ luego tenemos:}$$



$$* \text{ A } 0^\circ\text{C} ; V_{\text{H}_2\text{O}} = V_{(I)} :$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1 \text{ kg}}{920 \text{ kg/m}^3} = 0,00108 \text{ m}^3$$

$$* \text{ A } 4^\circ\text{C} ; V_{\text{H}_2\text{O}} = V_{(II)} :$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ kg/m}^3} = 0,001 \text{ m}^3$$

Variación del volumen (ΔV)

$$\Delta V = V_{(I)} - V_{(II)}$$

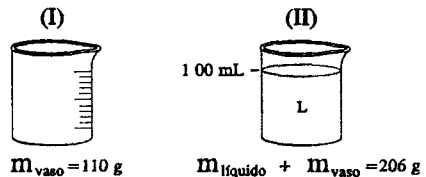
$$\Delta V = (0,00108 - 0,001) \text{ m}^3 = 0,00008 \text{ m}^3$$

$$\Delta V = 80 \text{ mL}$$

Ejemplo 3

Un vaso de precipitado conteniendo a un líquido pesa 206 g; y el volumen que ocupa éste líquido es de 100 mL. Hallar la densidad del líquido considerando que el recipiente vacío pesa 110 g

Resolución:



$$m_{\text{vaso}} = 110 \text{ g}$$

$$m_{\text{líquido}} + m_{\text{vaso}} = 206 \text{ g}$$

De (I) y (II)

$$\bullet V_{\text{líquido}} = 100 \text{ mL}$$

$$\bullet m_{\text{líquido}} = 96 \text{ g}$$

$$\rho_{\text{líquido}} = \frac{m}{V} = \frac{96 \text{ g}}{100 \text{ mL}}$$

$$\rho_{\text{líquido}} = 0,96 \text{ g/mL} < > 960 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

DENSIDAD DE UNA MEZCLA (D_M)

Para una mezcla homogénea o heterogénea, su densidad se deberá establecer como la relación entre la masa total y el volumen total que ocupa.

Si la mezcla contiene las sustancias A, B y C, entonces, se cumple:

$$D_{\text{mezcla}} = \frac{m_{\text{total}}}{V_{\text{total}}} = \frac{m_A + m_B + m_C}{V_A + V_B + V_C} \dots\dots(\alpha)$$

Así mismo, tener en cuenta que cada sustancia mantiene intactas sus propiedades físicas, por lo tanto, tendremos para la sustancia "A"

$$\rho_A = \frac{m_A}{V_A} \Rightarrow m_A = \rho_A V_A$$

Análogamente para las sustancias "B" y "C", que luego de reemplazarlos en (α), se expresa, según:

$$D_M = \frac{\rho_A V_A + \rho_B V_B + \rho_C V_C}{V_A + V_B + V_C}$$

Ejemplos aplicativos
Ejemplo 1

¿Cuál es la densidad de una aleación formada por 10 cm³ de cobre ($\rho = 8,9 \text{ g/cm}^3$) y 10 cm³ de plata ($\rho = 10,5 \text{ g/cm}^3$)?

Resolución:

Para la mezcla de cobre y plata, su densidad se expresa:

$$D_M = \frac{m_{\text{Cu}} + m_{\text{Ag}}}{V_{\text{Cu}} + V_{\text{Ag}}} \dots\dots\dots(1)$$

Además, la masa de cada metal se puede expresar como:

$$m_{\text{Cu}} = \rho_{\text{Cu}} \times V_{\text{Cu}} \quad \text{y} \quad m_{\text{Ag}} = \rho_{\text{Ag}} \times V_{\text{Ag}}$$

Debemos tener en cuenta que sus volúmenes son iguales ($V = 10 \text{ cm}^3$)

$$V_{\text{Cu}} = V_{\text{Ag}} = V$$

Entonces al reemplazar en (1) y luego simplificando se obtiene:

$$\rho_M = \frac{\rho_{\text{Cu}} \times V + \rho_{\text{Ag}} \times V}{2V} \Rightarrow D_M = \frac{\rho_{\text{Cu}} + \rho_{\text{Ag}}}{2}$$

$$D_M = \frac{8,9 \text{ g/cm}^3 + 10,5 \text{ g/cm}^3}{2}$$

$$D_M = 9,7 \text{ g/cm}^3$$

Observación:

Si los volúmenes de los componentes de una mezcla son iguales, la densidad de mezcla es igual al promedio aritmético de las densidades de sus componentes.

En general, para una mezcla de "n" componentes de volúmenes iguales se tendrá:

$$D_M = \frac{\rho_1 + \rho_2 + \dots + \rho_n}{n}$$

Ejemplo 2

Si se mezclan masas iguales de alcohol etílico, C₂H₅OH ($\rho = 0,78 \text{ g/cm}^3$) y agua destilada, ¿cuál será la densidad de la mezcla formada?

Resolución:

$$D_M = \frac{m_{\text{alcohol}} + m_{\text{H}_2\text{O}}}{V_{\text{alcohol}} + V_{\text{H}_2\text{O}}} \dots\dots\dots(1)$$

En este caso es conveniente expresar el volumen de cada líquido como:

$$V_{\text{alcohol}} = \frac{m_{\text{alcohol}}}{\rho_{\text{alcohol}}} \quad \text{y} \quad V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Además las masas son iguales:

$$m_{\text{alcohol}} = m_{\text{H}_2\text{O}} = m$$

Al reemplazar en (1) y simplificar se obtiene:

$$D_M = \frac{2m}{\frac{m}{\rho_{\text{alcohol}}} + \frac{m}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}}} = \frac{2}{\frac{1}{0,78 \text{ g/cm}^3} + \frac{1}{1 \text{ g/cm}^3}}$$

$$D_M = 0,88 \text{ g/cm}^3 < > 880 \text{ kg/m}^3$$



Observación:

Si los componentes de una mezcla intervienen con igual masa, la densidad de mezcla es igual a la media armónica de las densidades de los componentes.

En general, para una mezcla de "n" componentes de masas iguales se tiene:

$$D_M = \frac{n}{\frac{1}{\rho_1} + \frac{1}{\rho_2} + \dots + \frac{1}{\rho_n}}$$

PESO ESPECÍFICO (γ)

Es una propiedad intensiva, que mide el peso de una sustancia por unidad de volumen:

$$\gamma = \frac{\text{peso}}{\text{volumen}} \quad \text{ó} \quad \gamma = \frac{W}{V}$$

Además, recordar que: $W = \text{masa} \times \text{aceleración de la gravedad} \Rightarrow W = m \times g$

Como el peso depende de la aceleración de la gravedad, el peso específico también variará según esta aceleración. Así por ejemplo, el peso específico de un cuerpo en la Tierra será mayor que en la Luna, porque la aceleración de la gravedad es mayor.

Unidades:

Sistema Técnico : $\frac{\text{gramo-fuerza}}{\text{centímetro cúbico}} \left(\frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} \right)$; $\frac{\text{kilogramo fuerza}}{\text{litro}} \left(\frac{\text{kgf}}{\text{L}} \right)$

Sistema Internacional : $\frac{\text{Newton}}{\text{metro cúbico}} \left(\frac{\text{N}}{\text{m}^3} \right)$

Ejemplos:

• $\gamma_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} = 1 \frac{\text{kgf}}{\text{L}} = 9,8 \times 10^3 \frac{\text{N}}{\text{m}^3}$

• $\gamma_{\text{aceite}} = 0,8 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} = 0,8 \frac{\text{kgf}}{\text{L}} = 7,84 \times 10^3 \frac{\text{N}}{\text{m}^3}$

• $\gamma_{\text{aire}} = 1,29 \frac{\text{gf}}{\text{L}} = 1,29 \times 10^{-3} \frac{\text{kgf}}{\text{L}} = 12,64 \frac{\text{N}}{\text{m}^3}$

El valor de la densidad del aire está dado a las condiciones normales: 0°C y 1 atmósfera de presión.

La relación general entre la densidad (ρ) y el peso específico (γ) es la siguiente:

$$\gamma = \rho \times g$$

El peso de una sustancia expresado en unidades del sistema técnico (kilogramo-fuerza, gramo-fuerza, libras-fuerza, etc) es numéricamente igual a la masa de la misma sustancia expresada en sistema absoluto (kilogramos, gramos, libras etc.), siempre que la aceleración de la gravedad sea igual a 9,8 m/s². Por lo tanto, se cumple que el peso específico expresado en unidades técnicas es numéricamente igual a la densidad expresada en unidades absolutas.

Demostración:

Sea la masa de una sustancia química:

$$m = \theta \text{ kg} \dots (I)$$

$$\text{Como: } W = m \times g \Rightarrow W = (\theta \text{ kg}) \times (9,8 \text{ m/s}^2)$$

$$W = \theta \times 9,8 \frac{\text{kg} \times \text{m}}{\text{s}^2} = \theta \times \frac{9,8 \text{ N}}{1 \text{ kg f}}$$

$$\therefore W = \theta \text{ kg f} \dots (II)$$

Como observamos las expresiones (I) y (II):

$$m = W \text{ (numéricamente)}$$

Luego afirmaremos también:

$$\rho = \gamma \text{ (numéricamente)}$$

Ejemplos:

Masa	→	Peso
3 gramos	→	3 gramo - fuerza
10 kilogramos	→	10 kilogramo - fuerza
20 libras	→	20 libras fuerza

Sustancia	Densidad (ρ)	Peso específico (γ)
Au	19,3 g/cm ³	19,3 $\frac{\text{gf}}{\text{cm}^3}$
Hg	13,6 g/mL	13,6 g f/mL
H ₂ a C.N.	0,089 g/L	0,089 g f/L
H ₂ O	62,4 lb/pie ³	62,4 lb f/pie ³

También debemos tener en cuenta que al usar la balanza analítica (en química), lo que se mide es la masa de la sustancia y **no su peso**, por lo cual queda establecido que en química, siempre tratamos con **masas** y **no con pesos**.

Ejemplo 1

Un bloque rectangular de silicio de 120 mm, 165 mm, 255 mm de altura, ancho y largo respectivamente, tiene una masa de 11,8 kg. ¿Cuál es el peso específico del silicio?

Resolución:

El volumen de silicio es:

$$V = 12 \text{ cm} \times 16,5 \text{ cm} \times 25,5 \text{ cm} = 5049 \text{ cm}^3$$

$$\text{masa}(m) = 11\,800 \text{ g}$$

$$\text{La densidad } (\rho) = \frac{m}{V} = \frac{11\,800 \text{ g}}{5\,049 \text{ cm}^3} = 2,337 \text{ g/cm}^3$$

El peso específico (γ) es numéricamente igual a la densidad: $\gamma = 2,337 \text{ g f/cm}^3$

Ejemplo 2

Se tiene un bloque de oro de 5 cm² de base y 4 cm de altura. ¿Cuál es la masa de este bloque?

Dato:

$$\gamma (\text{oro}) = 19,3 \text{ gf/cm}^3$$

Resolución:

$$V = 5 \text{ cm}^2 \times 4 \text{ cm} = 20 \text{ cm}^3$$

$$\gamma = 19,3 \text{ gf/cm}^3 \quad m = ??$$

La densidad es numéricamente igual al peso específico.

$$\rho = 19,3 \text{ g/cm}^3 \Rightarrow m = \rho \times V$$

$$m = 19,3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 20 \text{ cm}^3 = 386 \text{ g}$$

Ejemplo 3

El ácido de baterías es una solución o mezcla homogénea de ácido sulfúrico H_2SO_4 y H_2O , el contenido de ácido puro es del 40 % en masa

Hallar:

- a) La masa del ácido puro en 4 litros de solución cuya densidad es 1,22 g/mL
- b) El peso específico del ácido puro.

Resolución

- a) La masa de la solución es:

$$m_{tot.} = D \times V$$

$$m_{tot.} = 1,22 \text{ g/mL} \times 4000 \text{ mL} = 4880 \text{ g}$$

La masa del ácido puro es:

$$m_{\text{ÁCIDO}} = \frac{40}{100} \times 4880 \text{ g} = 1952 \text{ g}$$

- b) La masa del H_2O es: $4800 - 1952 = 2928 \text{ g}$
El volumen de H_2O es numéricamente igual a su masa porque su densidad es 1 g/mL

$$V_{H_2O} = 2928 \text{ mL}$$

El volumen de ácido puro es:

$$V_{\text{ÁCIDO}} = 4000 \text{ mL} - 2928 \text{ mL} = 1072 \text{ mL}$$

Entonces la densidad y el peso específico del ácido puro, son:

$$D_{\text{ÁCIDO}} = \frac{1952 \text{ g}}{1072 \text{ mL}} = 1,82 \text{ g/mL} \quad \text{ó} \quad 1820 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

Como el peso específico es numéricamente igual a la densidad, tendremos:

$$\gamma_{\text{ácido}} = 1,82 \text{ g f/mL} \quad \text{ó} \quad 1820 \frac{\text{kg f}}{\text{m}^3}$$

GRAVEDAD ESPECÍFICA (G.E) O DENSIDAD RELATIVA (D_r)

Es la relación entre la densidad de una sustancia y la densidad de otra tomada como referencia denominada sustancia patrón. La gravedad específica es un número adimensional, es decir que no posee unidades.

Por convención, la sustancia patrón para sustancias sólidas y líquidas es el agua, y para gases o vapores es el aire, cuya densidad en condiciones normales (C.N.) es 1,29 g/L.

La gravedad específica se usa más en la vida comercial que en la ciencia, así, una serie de sustancias (arena, vino, alcohol, etc) se caracterizan frecuentemente mediante esta magnitud.

Ejemplo:

La densidad de la arena es 2,32 g/cm³ y del alcohol etílico (C₂H₅OH) es 0,78 g/mL, a 20°C. Hallar la densidad relativa de cada cuerpo material.

Resolución:

A 20°C, $\rho_{H_2O} = 0,998 \text{ g/mL}$, pero con fines prácticos tomaremos $\rho_{H_2O} = 1,00 \text{ g/mL}$

$$D_r(\text{arena}) = \frac{\rho_{\text{arena}}}{\rho_{H_2O}} = \frac{2,32 \text{ g/cm}^3}{1 \text{ g/cm}^3} = 2,32$$

$$D_r(\text{alcohol}) = \frac{\rho_{\text{alcohol}}}{\rho_{H_2O}} = \frac{0,78 \text{ g/mL}}{1 \text{ g/mL}} = 0,78$$



Observación:

Para sustancias sólidas y líquidas, la gravedad específica es numéricamente igual a la densidad y al peso específico.

$$\rho = \gamma = D_r$$

PRESIÓN

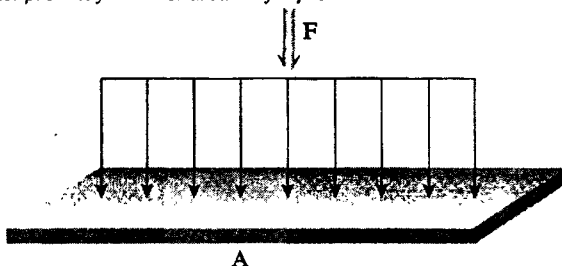
Es la medida del efecto de la distribución de fuerzas normales (perpendiculares) aplicada sobre una superficie o área.

$$\text{Presión} = \frac{\text{fuerza}}{\text{área}} \quad \text{ó} \quad P = \frac{F}{A}$$

Esto significa que la presión no sólo depende de la fuerza aplicada, sino también del área sobre la que actúe. Para una fuerza dada, la presión obtenida sobre un área pequeña será mayor que si se ejerce sobre una superficie grande, debido a su distribución.

La fuerza puede ser producida por las partículas de un gas o un líquido. En estos casos, la presión resultante se refiere al agente que la ejerce. Las moléculas del gas, al chocar con las paredes del recipiente, determinan la fuerza que actúa sobre el mismo; si medimos esta fuerza por unidad de área obtendremos la presión del gas.

Figura 11.2 La distribución de una fuerza sobre un área produce una presión inversamente proporcional a dicha área. A mayor área menor presión y a menor área mayor presión.



Unidades. Por definición de presión, la unidad será el cociente de unidad de fuerza por unidad de área.

En el Sistema Internacional (S.I) es $\frac{\text{Newton}}{\text{m}^2}$ denominado Pascal (Pa). **1Pa**, es la presión uniforme que resulta de aplicar una fuerza de **1Newton** sobre un metro cuadrado de superficie plana perpendicular a la dirección de la fuerza.

En sistema técnico se utilizan: g f/cm^2 ; kg f/m^2 ; $\text{lb f/pulg}^2 = \text{PSI}$ (Sistema Técnico Inglés). Las siglas **PSI** proviene de términos ingleses **Pound Square Inch** (que significa libra fuerza sobre pulgada al cuadrado).

Existen otras unidades convencionales para medir presión de fluidos (líquido o un gas). Para medir presiones pequeñas, como ocurre normalmente en el laboratorio, se utiliza el **milímetro de mercurio (mmHg)** o **Torr** (Torricelli).

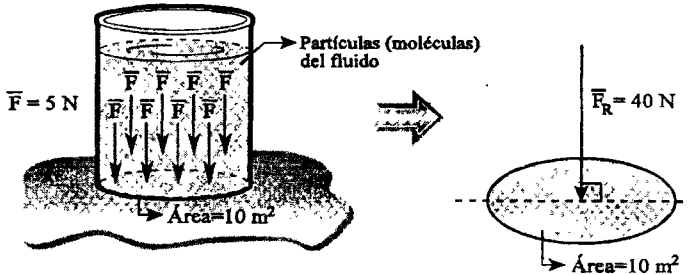
La presión de **1mmHg** o **1Torr**, es la que ejerce sobre su base una columna de mercurio de **1mm** de altura.

Cuando se desea medir presiones elevadas se utiliza la **atmósfera (atm)**. **Una atmósfera**, es la presión que ejerce sobre su base una **columna de mercurio de 76 cm** de altura.

Ejemplo:

Consideremos la acción debido al peso de un fluido sobre una área, de tal modo que dicho peso se concentra en 8 fuerzas perpendiculares, cada una de ellas igual a 5 Newton. ¿Cuál es la presión que ejerce el fluido si el área es de 10 m²?

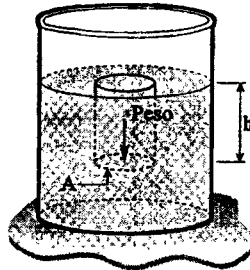
Resolución:



La presión del fluido es:
$$P = \frac{40N}{10m^2} = 4Pa$$

PRESIÓN HIDROSTÁTICA

Es la presión que ejerce un líquido en reposo, sobre un cuerpo sumergido dentro de él. Esta presión se origina debido al peso del líquido que actúa sobre el área o superficie del cuerpo. Para deducir una fórmula que permita evaluar la presión de un líquido (P_L) sobre un cuerpo sumergido, a una distancia "h" del nivel superior (altura del fluido), analicemos la siguiente figura:



Como un artificio, hemos construido un pequeño cilindro de altura "h" y área "A":

$$P_L = \frac{\text{peso}}{\text{área}} = \frac{\gamma_{\text{líquido}} \times \text{volumen}}{A} = \frac{\gamma_L \times A \times h}{A}$$

Con lo cual se obtiene:
$$P_L = \gamma_L \times h$$

La fórmula deducida nos indica que **la presión de un líquido** no depende de la forma del recipiente que lo contiene, sólo depende de la profundidad o altura del líquido y la naturaleza de éste.

Ejercicio aplicativo

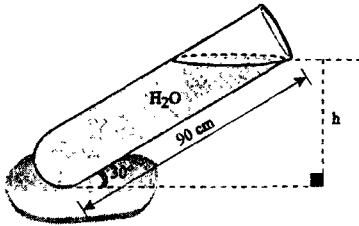
Hallar la presión ejercida por una columna de agua en el fondo de un recipiente que, al estar inclinado un ángulo de 30° respecto de la horizontal, posee una longitud de 90 cm.

Resolución:

Para evaluar la presión hidrostática se considera la altura "h" que es igual a:

$$h = 90 \text{ cm} \times \sin 30^\circ = 45 \text{ cm}$$

El peso específico del agua es 1 g/cm^3 .



Entonces la presión es:

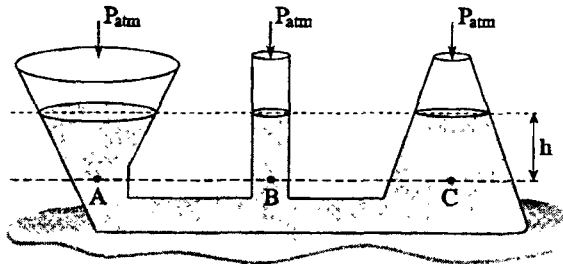
$$P = \gamma_{\text{H}_2\text{O}} \times h = \left(1 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} \right) (45 \text{ cm}) = 45 \text{ gf/cm}^2$$

También se puede expresar en unidades del S.I. teniendo en cuenta la siguiente equivalencia: $1 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2} = 98 \text{ Pa}$

$$P = 45 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2} \times \frac{98 \text{ Pa}}{1 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2}} = 4410 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \text{ ó } 4410 \text{ Pa}$$

PRINCIPIO DE VASOS COMUNICANTES

Si se tiene un recipiente con dos o más aberturas de entrada de diferentes formas, que contiene un líquido, se concluye: que el líquido siempre alcanza el mismo nivel y los puntos dentro de este líquido que se encuentran al mismo nivel o a la misma profundidad "h" soportan la misma presión.



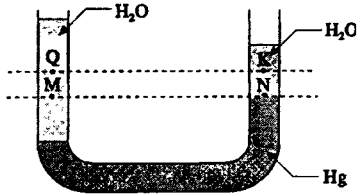
De la figura anterior: como A, B y C son puntos que pertenecen al mismo líquido y están al mismo nivel, soportarán igual presión. Por lo tanto, se cumple:

$$P_A = P_B = P_C = \gamma_{\text{líquido}} \times h + P_{\text{atmosférica}}$$

Bajo este principio los albañiles utilizan los extremos de una manguera con H_2O para ver si el muro construido está nivelado.

Asimismo, en forma aproximada, el nivel de todos los mares y océanos del mundo son iguales y se toman como referencia para indicar la altitud de una ciudad o un accidente geográfico.

En la siguiente figura:



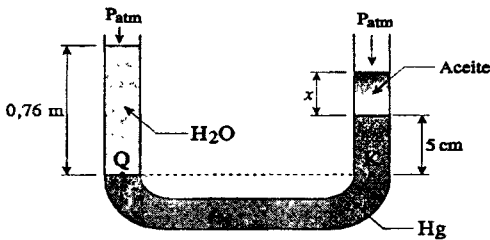
$P_Q \neq P_K$, porque los puntos Q y K no está en comunicación en forma continua con el agua.

$P_M \neq P_N$, porque los puntos M y N pertenecen a líquidos diferentes.

Ejercicios aplicativos

Ejercicio 1

Dada la siguiente figura y teniendo en cuenta que la densidad del mercurio es $13,6 \text{ g/cm}^3$ y la del aceite $0,8 \text{ g/cm}^3$, se pide hallar la altura de aceite.



Resolución:

De la figura dada planteamos, según el principio de vasos comunicantes:

$$P_Q = P_K \dots (1)$$

Además observamos que:

$$P_Q = \gamma_{H_2O} \times 76 \text{ cm} + P_{atm} \dots (2)$$

$$P_K = \gamma_{Hg} \times 5 \text{ cm} + \gamma_{ac} \times x + P_{atm} \dots (3)$$

Reemplazando (2) y (3) en (1) tenemos:

$$1 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} \times 76 \text{ cm} + P_{atm} =$$

$$13,6 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} \times 5 \text{ cm} + 0,8 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} \cdot x + P_{atm}$$

Simplificando presión atmosférica:

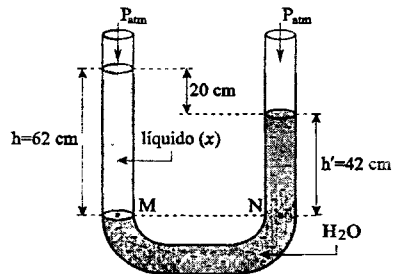
$$76 \text{ cm} = 68 \text{ cm} + 0,8 x$$

$$\rightarrow x = 10 \text{ cm}$$

Ejemplo 2

Un tubo en U está parcialmente lleno de agua, si al adicionar otro líquido no miscible con el agua, por una de las ramas, éste desplaza al agua a una altura de 42 cm; si la diferencia de sus niveles superiores entre el agua y el líquido es 20 cm, hallar la gravedad específica del líquido desconocido.

Resolución:



M y N son puntos en el mismo nivel y del mismo líquido, luego por principio de vasos comunicantes: $P_M = P_N \dots (1)$

Para el punto "M" la presión total es:

$$P_M = \gamma_x \times h + P_{atm} = \gamma_x \times 62 \text{ cm} + P_{atm}$$

Para el punto "N" la presión total es:

$$P_N = \gamma_{H_2O} \times h' + P_{atm} = \gamma_{H_2O} \times 42 \text{ cm} + P_{atm}$$

Reemplazando en la ecuación (1):

$$62 \gamma_x + P_{atm} = 42 \gamma_{H_2O} + P_{atm}$$

$$\frac{\gamma_x}{\gamma_{H_2O}} = \frac{42}{62} \Rightarrow G.E(x) = 0,677$$

PRESIÓN ATMOSFÉRICA

La tierra está rodeada por un manto gaseoso llamado **atmósfera** cuyo espesor no tiene un límite definido, pero es aproximadamente unos 80 km. Es una mezcla gaseosa cuyos componentes principales son el N₂, O₂, Ar, CO₂, etc.

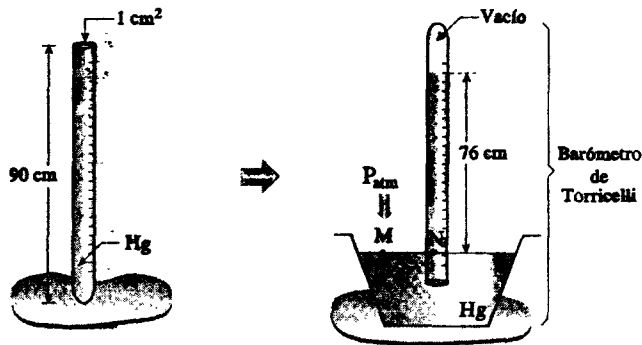
Tabla 11.3 Composición del aire limpio y seco al nivel del mar.

Componente	% en volumen	Componente	% en volumen	Componente	% en volumen
N ₂	78,08	CH ₄	2×10^{-4}	O ₃	$0,1 \times 10^{-5}$
O ₂	20,95	Kr	$1,14 \times 10^{-4}$	NO ₂	$1,1 \times 10^{-6}$
Ar	0,934	H ₂	5×10^{-5}	I ₂	1×10^{-6}
CO ₂	0,033	N ₂ O	5×10^{-5}	NH ₃	$0,8 \times 10^{-6}$
Ne	$1,82 \times 10^{-3}$	Xe	$8,7 \times 10^{-6}$	CO	$0,5 \times 10^{-6}$
He	$5,24 \times 10^{-4}$	SO ₂	$0,2 \times 10^{-4}$	NO	$0,2 \times 10^{-6}$

La presión atmosférica se origina debido al peso del aire que actúa sobre todo cuerpo ubicado en la superficie terrestre. Esta presión se manifiesta con la misma intensidad en todas las direcciones, en un lugar determinado.

El instrumento que mide la presión atmosférica se llama **barómetro** debido a lo cual también se le denomina **presión barométrica**. El valor de esta presión a nivel del mar y a 0°C fue calculada por Evangelista Torricelli en 1643, para ello utilizó un tubo de vidrio graduado de 90 cm de longitud y 1 cm² de sección transversal, el cual se llenó completamente con mercurio expulsando previamente las burbujas de aire, luego se introdujo en posición invertida en una cubeta que también tenía mercurio, observándose una diferencia de niveles de mercurio de 76 cm. Este valor es constante para cualquier ciudad que se encuentra al nivel del mar y es denominada **presión atmosférica normal**.

Figura 11.3 Experimento de Torricelli efectuado a nivel de mar y 0°C.



Del gráfico mostrado podemos plantear que la presión en el punto M (presión atmosférica) es igual que en el punto N (presión debido al peso de 76 cm de mercurio):

$$P_M = P_N \text{ (según el principio de vasos comunicantes)}$$

Entonces concluimos de que la presión atmosférica normal (a nivel del mar) es equivalente a 76 cmHg ó 760 mmHg.

También podemos expresar en otras unidades:

$$P_{atm} = P_N = \gamma_{Hg} \times 76 \text{ cm} = 13,6 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} \times 76 \text{ cm} = 1033 \text{ gf/cm}^2$$

En Sistema Internacional:

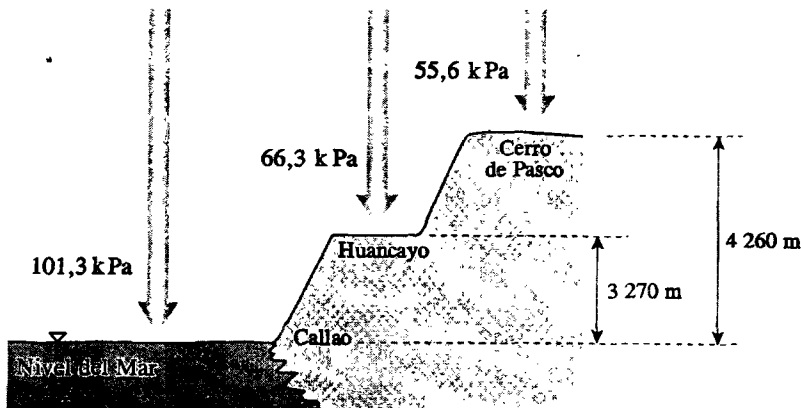
$$P_{atm} = 1033 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2} \times \frac{98 \text{ Pa}}{1 \text{ gf/cm}^2} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa} \times \frac{1 \text{ KPa}}{10^3 \text{ Pa}} = 101,3 \text{ kPa}$$

En general, tenemos las siguientes equivalencias

$$P_{atm}^{normal} = 760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa} = 14,7 \text{ PSI} = 10,33 \text{ mH}_2\text{O}$$

La presión atmosférica va disminuyendo conforme aumenta la altitud de un lugar respecto al nivel del mar, esto ocurre porque en lugares muy altos como CERRO DE PASCO o PUNO, en el Perú, la columna de aire que ejerce presión también disminuye, esto se puede detallar según la siguiente figura

Figura 11.4 Variación de la presión atmosférica con la altitud respecto al nivel del mar.



Entonces se cumple que:

$$P_{atm} : \text{Callao} > \text{Huancayo} > \text{Cerro de Pasco}$$

La presión atmosférica influye directamente en la temperatura de ebullición de líquidos. Así por ejemplo el agua hierve a menos de 100°C en las alturas y a nivel de mar lo hace a 100°C. También influye en la presión arterial, por lo tanto, en el funcionamiento del corazón. En las alturas el corazón late con mayor frecuencia para impulsar la sangre debido a que la presión atmosférica disminuye y las arterias aumentan su volumen.

Tabla 11.4 Variación de la temperatura de ebullición del agua con la altitud.

Lugar	Altitud (S.N.M)	Presión atmosférica	Punto de ebullición
Callao	0 m	760 mmHg	100°C
Huánuco	1 220 m	662 mmHg	96,2°C
La Paz	3 400 m	487 mmHg	88°C
Monte Everest	8 800 m	344 mmHg	72°C

Ejercicio aplicativo

En un lago se sumerge un buzo para realizar una operación de rescate hasta una profundidad de 2,582 metros. Hallar la presión total en S.I. que soporta el buzo a dicha profundidad, si la presión barométrica es de 60 cmHg.

Resolución:

La densidad del agua del lago ($\rho = 1,03 \text{ g/cm}^3$) es prácticamente igual a la densidad del agua destilada ($\rho = 1 \text{ g/cm}^3$)

Entonces se cumple la equivalencia:

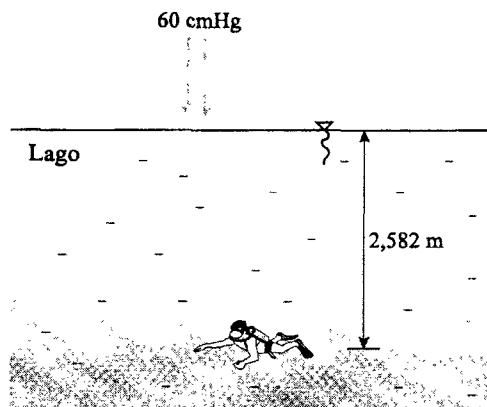
$$10,33 \text{ mH}_2\text{O} \text{ — } 76 \text{ cmHg}$$

$$2,582 \text{ mH}_2\text{O} \text{ — } P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\Rightarrow P_{\text{H}_2\text{O}} = 19 \text{ cmHg}$$

$$\text{Presión Total} = P_{\text{barométrica}} + P_{\text{agua}}$$

$$= 60 \text{ cmHg} + 19 \text{ cmHg} = 79 \text{ cmHg}$$



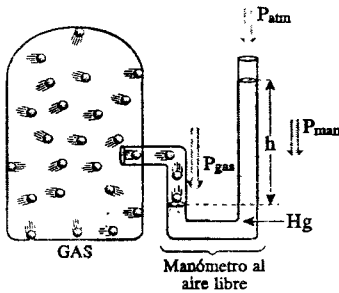
Luego convertimos a unidades del S.I. mediante un factor de conversión adecuado:

$$79 \text{ cmHg} \times \frac{101,3 \text{ kPa}}{76 \text{ cmHg}} = 105,29 \text{ kPa}$$

PRESIÓN MANOMÉTRICA

Es la presión relativa que ejerce un fluido (gas o líquido), su valor depende de la presión externa. La presión manométrica puede tener un valor mayor o menor que la presión atmosférica. Un manómetro que mide presiones inferiores a la atmosférica se llama manómetro de vacío o vacuómetro.

El manómetro es un tubo de vidrio doblado en forma de "U" o forma de "J" con dos ramas, conteniendo una cierta cantidad de mercurio y que posee un codo en una de las ramas para conectar al fluido del cual se desea medir la presión. La diferencia de niveles del mercurio es lo que corresponde a la presión manométrica.



La presión manométrica (P_{man}) se puede expresar de dos formas, según la unidad de presión que se desee.

$$P_{man} = \gamma_{Hg} \times h \quad \text{ó} \quad P_{man} = h \text{ cmHg}$$

La presión absoluta (total) del gas lo hallamos así:

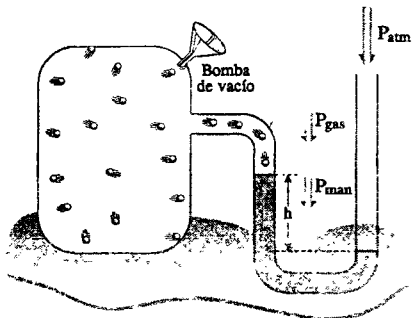
$$P_{gas} = P_{man} + P_{atm}$$

La presión manométrica en función de la presión absoluta y presión externa (atmosférica) lo hallamos despejando:

$$P_{man} = P_{gas} - P_{atm}$$

En base a esta fórmula podemos observar que la P_{man} cambia al variar la presión externa, debido a ello se dice que es relativa; si la presión externa aumenta, la presión manométrica disminuirá; si la presión externa disminuye, la presión manométrica aumentará.

Cuando se practican vacíos, la presión de gas enrarecido será menor que la presión atmosférica, entonces el desnivel del mercurio se produce en la rama izquierda y se llama **presión de succión** o **presión de vacío**, así:



Se cumple:

$$P_{gas} + P_{man} = P_{atm}$$

$$\Rightarrow P_{gas} = P_{atm} - P_{man}$$

$$\Rightarrow P_{vacío} \text{ ó } P_{vacío} = P_{atm} - P_{gas}$$

PRESIÓN ABSOLUTA

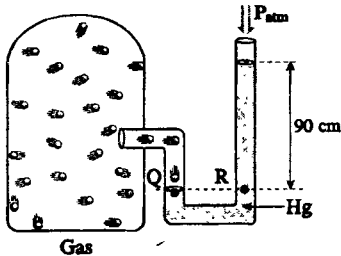
Es la presión real o total que ejerce un fluido. Si se usa un manómetro al aire libre para medir la presión del fluido, entonces la presión absoluta resulta ser la suma de la presión manométrica y la presión atmosférica, como ya planteamos anteriormente.

Ahora lo generalizamos para todo fluido (gas o líquido) de la siguiente manera:

$$P_{\text{fluido}} = P_{\text{abs}} = P_{\text{man}} + P_{\text{atm}}$$

Ejemplo:

Se usa un manómetro al aire libre conteniendo mercurio. ¿Cuál es el valor de la presión absoluta que ejerce el gas (ver figura), si la diferencia de niveles de mercurio es 90 cm? Considere la presión barométrica de la ciudad de Lima en 752 mmHg.

Resolución:


Los puntos Q y R están al mismo nivel, entonces se cumple que:

$$P_Q = P_R$$

$$P_{\text{absoluta del gas}} = P_{\text{man}} + P_{\text{atm}}$$

Donde:

$$P_{\text{man}} = 90 \text{ cmHg}$$

$$P_{\text{atm}} = 75,2 \text{ cmHg}$$

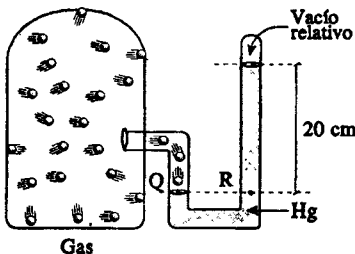
$$\rightarrow P_{\text{absoluta}} = 165,2 \text{ cmHg}$$

$$\text{Convirtiendo a unidades del S.I: } 165,2 \text{ cmHg} \times \frac{101,3 \text{ kPa}}{76 \text{ cmHg}} = 220,2 \text{ kPa}$$

La presión absoluta también se puede medir en algunos casos con un manómetro de presión absoluta que en uno de sus extremos se ha practicado el vacío, en este caso la diferencia de niveles del líquido mide la presión total del fluido al cual está conectado el manómetro absoluto.

Ejemplo:

Determine la presión absoluta de un gas si la diferencia de niveles de mercurio dentro del manómetro absoluto, es de 20 cm.

Resolución:


Los puntos Q y R están al mismo nivel:

$$P_Q = P_R$$

$$P_{\text{absoluta}} = \gamma_{\text{Hg}} \times h = 13,6 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} \times 20 \text{ cm} = 272 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2}$$

TEMPERATURA

Es una propiedad intensiva de las sustancias, por ejemplo la temperatura normal del ser humano es de 37°C, y es la misma para una persona de 70 kg de peso o para otra de 40 kg de peso, de la misma manera podemos hervir 300 g ó 2 kg de H₂O y la temperatura de ebullición, siempre será 100°C a la presión normal; es decir, no depende de la cantidad de sustancia.

La temperatura de los cuerpos nos da una idea de lo caliente o frío que pueden estar éstos al compararlo uno con el otro; así por ejemplo, un niño enfermo y afebrado (40°C) está más caliente que otro niño sano (37°C), en otro caso, un pedazo de hielo (0°C) está más frío que el agua potable que llega a nuestros hogares (20°C).

Como parte de la teoría cinética molecular de gases desde un punto de vista submicroscópica o molecular la temperatura está relacionada en forma directamente proporcional a la energía cinética media de las moléculas; es decir, mide la intensidad del movimiento molecular de un cuerpo; lo cual significa que, a temperaturas altas hay mayor energía cinética en las moléculas y a temperaturas bajas es menor esta energía.

$$\bar{E}_c = \frac{3}{2} RT$$

Donde:

\bar{E}_c = energía cinética media de 1 mol de moléculas

$$R = 8,3 \times 10^7 \frac{\text{ergio}}{\text{mol. Kelvin}} \quad \text{ó} \quad 8,3 \frac{\text{Joule}}{\text{mol. Kelvin}}$$

T = temperatura absoluta en Kelvin

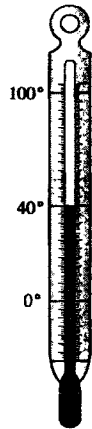
Generalizando, podemos afirmar:

La temperatura es una medida de la energía cinética media de las partículas constitutivas de un cuerpo material (átomos, iones o moléculas); o sea, es una medida del grado de movimiento molecular, iónico o atómico. La energía cinética de estas partículas puede ser vibracional, rotacional, traslacional, etc. según el estado físico en la que se encuentre.

¿Con qué instrumento se mide la temperatura?

Se mide con el **termómetro**, que es un dispositivo o sistema que posee ciertas propiedades medibles, como puede ser la longitud, presión, volumen o la resistencia eléctrica, que debe variar gradualmente con la temperatura, de tal modo que se pueda medir fácilmente. Sus indicaciones deberán ser reproducibles y su construcción debe ser tal que pueda duplicarse fácilmente, de tal forma que puedan utilizarse termómetros semejantes en cualquier parte del mundo. La sensibilidad de sus indicaciones no deberá depender del tipo de material utilizado en su construcción, y deberá ser capaz de medir temperaturas en un margen amplio. Los termómetros que se emplean poseen estas características en mayor o menor grado. Entre los termómetros más utilizados tenemos:

Celsius



El termómetro de Mercurio

El termómetro de mercurio, en el cual la temperatura viene indicada por la longitud de una columna de mercurio dentro de un capilar de vidrio. El termómetro se diseña de forma que la temperatura tiene una dependencia lineal con la longitud de la columna de mercurio. Las graduaciones pueden marcarse en el vidrio a intervalos de longitud iguales, para indicar los valores de la temperatura entre dos puntos fijos, como por ejemplo, los puntos de congelación y ebullición normales del agua. Permiten medir temperaturas hasta un máximo de 300°C.

Para medir temperaturas muy bajas (por debajo de -20°C) se utilizan termómetros de alcohol élfico (hasta -120°C) o de pentano (hasta -220°C).

El termómetro de termopar, llamado también **pirómetro termoeléctrico**, que consiste en el empalme de dos alambres, de metales diferentes. Si el empalme (o soldadura) se somete a una temperatura elevada (tal como un horno de fundición), y los extremos libres de los alambres se conectan aun voltímetro se observa que existe una diferencia de potencial eléctrico o voltaje entre ambos extremos de los alambres. Esta diferencia de potencial se utiliza para medir la temperatura.

Se utiliza para medir temperaturas altas, entre 300°C y 1 400°C.



Esquema de pirómetro termoeléctrico

El termómetro de resistencia, llamado también **pirómetro de resistencia**, se basa en que la resistencia eléctrica de un conductor (el termómetro) varía con la temperatura y puede utilizarse para medirla. Se emplean también para medir temperaturas altas, generalmente mayores a 1 000°C.

El termómetro óptico o pirómetro óptico, mide la temperatura comparando la intensidad luminosa emitida por el cuerpo caliente con el filamento de una lámpara determinada cuya intensidad luminosa se regula variando el voltaje de la corriente que la alimenta. Permite medir temperaturas muy elevadísimas.

El termómetro de gas a volumen constante, consta de una cámara de volumen fijo que contiene un gas. En él se mide la presión del gas y ésta sirva para determinar la temperatura, eligiendo que la temperatura sea proporcional a la presión del gas.

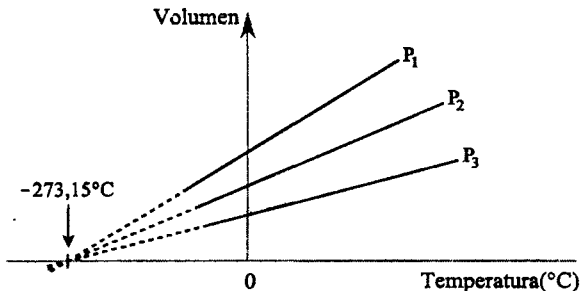
Una modificación sería el termómetro de gas a presión constante, donde la temperatura varía en forma proporcional al volumen.

Si el gas es enrarecido (se logra practicando vacío), los termómetro anteriores se llaman **termómetros de gas ideal**. Permiten medir temperaturas muy bajísimas (incluso cercano a la temperatura hipotética de -273,15°C, llamado cero absoluto).

CERO ABSOLUTO

Es una temperatura hipotética, es el estado de temperatura más bajo que una sustancia podría alcanzar, a la cual según la teoría cinética molecular cesaría todo movimiento de las moléculas (si $T = 0 \Rightarrow \bar{E}_c = 0$), la presión y el volumen serían nulos, esto implicaría una ausencia total de materia lo cual es denominado vacío absoluto. Según determinaciones experimentales que se detallaran en el tema de gases ideales el cero absoluto se presenta a $-273,15^\circ\text{C}$ y fue Lord Kelvin que comprendió por primera vez (1848) su significado como la menor temperatura alcanzable de una sustancia. En la práctica es imposible alcanzar esta temperatura.

Gráfica 11.2 A cualquier presión P_1 , P_2 o P_3 la gráfica del volumen de un gas con la temperatura es una línea recta, extrapolando la recta a volumen cero, se encuentra que la intersección con el eje de temperatura es $-273,15^\circ\text{C}$.



ESCALAS DE TEMPERATURA

Los termómetros están graduados según ciertas escalas, que podemos clasificarlos en dos grupos: escalas relativas (Celsius y Fahrenheit) y escalas absolutas (Kelvin y Rankine). Se denominan relativas porque registran como lectura cero (0) a temperaturas arbitrarias, mientras que las absolutas registran como lectura cero a la temperatura hipotética llamado **cero absoluto**.

En 1714, Gabriel D. Fahrenheit, físico polaco radicado en Holanda, fabricante de instrumentos de laboratorio, inventó la escala relativa inglesa que lleva su nombre. Fijó como punto cero (0°F) la temperatura de congelación de una mezcla en partes iguales de NaCl y hielo y el otro punto notable era la temperatura de la sangre humana. Este intervalo lo dividió en 96 partes iguales, cada parte es 1°F . El punto de congelación y ebullición del agua era 32°F y 212°F , respectivamente.

En 1742, Ander Celsius, astrónomo sueco, inventó la escala relativa **centígrada** que a partir de 1948 se llama **escala Celsius**. Fijó como punto cero (0°C) la temperatura de congelación del agua y el otro punto notable era la temperatura de ebullición de la misma sustancia. Este intervalo lo dividió en 100 partes iguales, y cada parte era 1°C .

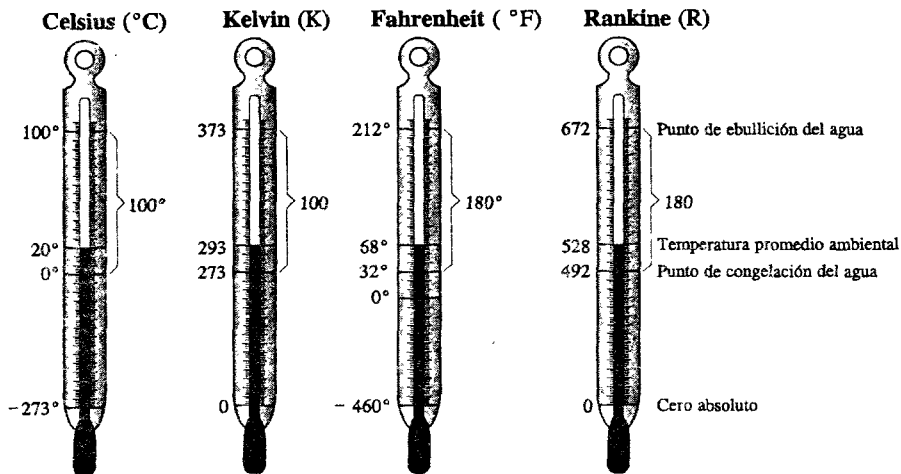
En 1848, William Thompson o Lord Kelvin, físico inglés, en base al estudio de los gases diseñó la escala absoluta Kelvin. El punto cero (0K) lo fijó a la temperatura llamada cero absoluto.

Se debe recordar que en el sistema internacional (S.I), la unidad de temperatura es Kelvin (K).

A nivel de ciencias, los termómetros de laboratorio están calibradas en escala celsius por cuestiones prácticas. Si uno quiere convertir en escala Kelvin utiliza una relación muy sencilla que trataremos a continuación.

A nivel técnico, los ingenieros emplean todavía las escalas inglesas Fahrenheit y Rankine.

RELACIÓN DE LECTURA ENTRE LAS ESCALAS TERMOMÉTRICAS RELATIVAS Y ABSOLUTAS



Se observa que es imposible obtener temperatura inferiores al **cero absoluto**, por lo tanto no existen lecturas negativas en escalas absolutas (K y R).

Relacionando adecuadamente las cuatro escalas, aplicando proporción de segmentos (Teorema de Thales) se tiene la siguiente relación general de lectura (lo demostraremos en base a la relación de variación de temperatura)

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{\text{K} - 273}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{\text{R} - 492}{9}$$

A partir de esta expresión general, obtenemos las siguientes relaciones particulares.

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} \Rightarrow \boxed{^{\circ}\text{F} = 1,8^{\circ}\text{C} + 32}$$

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{\text{K} - 273}{5} \Rightarrow \boxed{\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273}$$

$$\frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{\text{R} - 492}{9} \Rightarrow \boxed{\text{R} = ^{\circ}\text{F} + 460}$$

Donde:

°C = lectura en grados Celsius

°F = lectura en grados Fahrenheit

K = lectura en Kelvin

R = lectura en Rankine

Ejemplos aplicativos:

Ejemplo 1

Hallar la equivalencia de 50°C en K, °F y R

Resolución:

$$K = ^\circ C + 273 = 50 + 273 = 323$$

$$^\circ F = 1,8^\circ C + 32 = 1,8 \times 50 + 32 = 122^\circ$$

$$R = ^\circ F + 460 = 122 + 460 = 582$$

Ejemplo 2

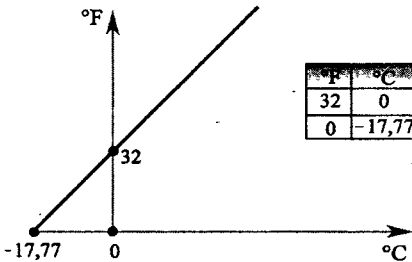
Graficar las siguientes escalas:

°F vs. °C y K vs. °C

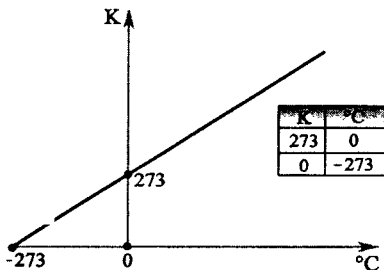
Resolución:

Se sabe:

$^\circ F = 1,8^\circ C + 32$; dicha ecuación le corresponde a una recta, de tal modo que el eje de las ordenadas son lecturas en la escala Fahrenheit.



$K = ^\circ C + 273$; dicha ecuación, también es una recta con eje de ordenadas, son lecturas en la escala Kelvin.

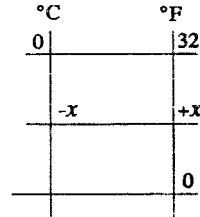


Ejemplo 3

¿A qué temperatura se cumple, que las lecturas en las escalas relativas son numéricamente iguales?

Resolución:

Analizando las escalas relativas (°C y °F)



Calculo de "x"

$$\frac{^\circ C}{5} = \frac{^\circ F - 32}{9} \Rightarrow \frac{-x}{5} = \frac{x - 32}{9} \Rightarrow x = 11,4$$

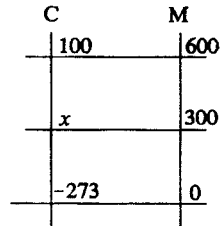
$$\therefore ^\circ C = -11,4^\circ \text{ y } ^\circ F = +11,4^\circ$$

Ejemplo 4

En cierta escala absoluta (M), el agua congela a 150 M y hierve a 600 M. ¿A cuántos grados Celsius equivale 300 M?

Resolución:

Con los datos y el concepto de escala absoluta planteamos la siguiente gráfica:



Aplicando teorema de Tales:

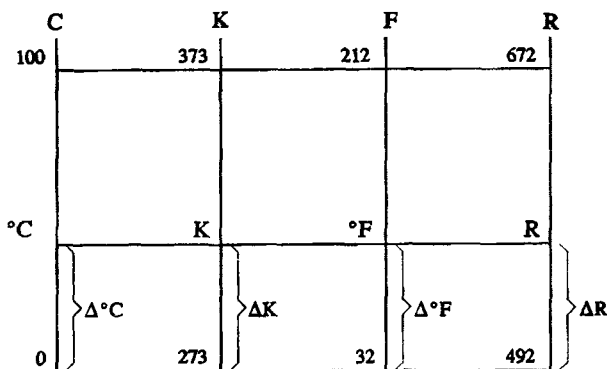
$$\frac{x - (-273)}{100 - (-273)} = \frac{300 - 0}{600 - 0}$$

$$\frac{x + 273}{373} = \frac{300}{600}$$

$$\Rightarrow x = -86,5^\circ$$

RELACIÓN ENTRE LAS VARIACIONES DE TEMPERATURA (ΔT)

Dichas relaciones se emplean, cuando se trata de un incremento ($+\Delta T$) o disminución ($-\Delta T$) de temperatura:



Aplicando teorema de Tales, tenemos:

$$\frac{\Delta^{\circ}\text{C}}{100 - 0} = \frac{\Delta\text{K}}{373 - 273} = \frac{\Delta^{\circ}\text{F}}{212 - 32} = \frac{\Delta\text{R}}{672 - 492} \Rightarrow \frac{\Delta^{\circ}\text{C}}{100} = \frac{\Delta\text{K}}{100} = \frac{\Delta^{\circ}\text{F}}{180} = \frac{\Delta\text{R}}{180}$$

Simplificando obtenemos la relación general de variación de temperatura (ΔT)

$$\frac{\Delta^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{\Delta\text{K}}{5} = \frac{\Delta^{\circ}\text{F}}{9} = \frac{\Delta\text{R}}{9} \dots (\alpha)$$

Por lo tanto se cumplen:

$$\Delta^{\circ}\text{C} = \Delta\text{K} \quad \text{y} \quad \Delta^{\circ}\text{F} = \Delta\text{R}$$

Significa que un aumento ($+\Delta T$) o una disminución ($-\Delta T$) de temperatura en grados Celsius es igual que en Kelvin, y en grados Fahrenheit es igual que en Rankine. También equivale a decir 1°C es igual que 1K y 1°F es igual a 1R .

Además de la relación general de variación demostraremos la relación general de lectura, teniendo en cuenta que $\Delta^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{C} - 0$, $\Delta\text{K} = \text{K} - 273$, $\Delta^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{F} - 32$ y $\Delta\text{R} = \text{R} - 492$.

Reemplazando en (α) tenemos:

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{\text{K} - 273}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{\text{R} - 492}{9}$$

Ejemplo aplicativos:

Ejemplo 1

Un cuerpo se encuentra a 200°C. Luego, con un baño de agua fría se baja la temperatura en 300°F. ¿Cuál es la temperatura final en grados Celsius?

Resolución:

La temperatura inicial (T_i) es 200°C

La disminución de la temperatura es de 300°F, que convertido a grados Celsius será:

$$\frac{\Delta^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{\Delta^{\circ}\text{F}}{9} \Rightarrow \frac{\Delta^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{300}{9} \Rightarrow \Delta^{\circ}\text{C} = 166,66$$

La temperatura final (T_f) será: T_f = T_i - ΔT

Reemplazando valores conocidos:

$$T_f = 200^{\circ}\text{C} - 166,66^{\circ}\text{C} = 33,34^{\circ}\text{C}$$

Ejemplo 2

Una lámina de acero es sometida a ciertos tratamientos térmicos, al inicio se encuentra a 68°F, es calentada para aumentar su temperatura en 150 K; para luego ser enfriada en unos 360°F. Determine usted la temperatura final en °C.

Resolución:

El calentamiento de 150 K es una variación de temperatura y en grados Fahrenheit equivale a:

$$\left. \begin{array}{l} \Delta 1 \text{ K} \text{ --- } \Delta 1,8^{\circ}\text{F} \\ \Delta 150 \text{ K} \text{ --- } \Delta T_1 \end{array} \right\} \Delta T_1 = 270^{\circ}\text{F}$$

El enfriamiento de 360°F, también es una variación de temperatura (ΔT₂) pero la consideramos de signo negativo, entonces la temperatura final (T_f) en grados Fahrenheit es:

$$T_f = T_i + \Delta T_1 - \Delta T_2 = 68^{\circ}\text{F} + 270^{\circ}\text{F} - 360^{\circ}\text{F} = -22^{\circ}\text{F}$$

Luego convertimos a grados Celsius

$$\frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{^{\circ}\text{C}}{5} \Rightarrow \frac{-22 - 32}{9} = \frac{^{\circ}\text{C}}{5} \Rightarrow T_f(^{\circ}\text{C}) = -30^{\circ}$$

Ejemplo 3

Un gas se encuentra a 80°F. Se calienta hasta 600 R y luego se disminuye su temperatura hasta 283 K. Hallar el aumento y la disminución de temperatura en grados Celsius.

Resolución:

La temperatura inicial (T_i) 80°F

Luego de calentar la temperatura final es 600 R que convertido en °F equivale:

$$^{\circ}\text{F} = \text{R} - 460 = 600 - 460 = 140$$

Luego el aumento (ΔT) es 140°F - 80°F = 60°F, convertido en un grados Celsius es:

$$\frac{\Delta^{\circ}\text{C}}{9} = \frac{\Delta^{\circ}\text{F}}{9} \Rightarrow \frac{\Delta^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{60}{9} \Rightarrow \Delta^{\circ}\text{C} = 33,33$$

La disminución es de 140°F hasta 283 K (50°F):

$$150 - 50 = 90^{\circ}\text{F}$$

En Kelvin equivale: $\frac{\Delta\text{K}}{5} = \frac{90}{9} \Rightarrow \Delta\text{K} = 50$

Ejemplo 4

Un bloque metálico que se encuentra a 20°C es calentada sucesivamente, aumentando su temperatura en 50°C y en 150°F. Luego en un baño con agua se disminuye su temperatura en 90 R. Finalmente, con un baño en aceite la temperatura desciende en 80 K.

Hallar la temperatura final en Kelvin.

Resolución:

Los aumentos de temperatura expresamos en Kelvin:

$$\Delta^{\circ}\text{C} = \Delta\text{K} \Rightarrow \Delta\text{K} = 50$$

$$\frac{\Delta\text{K}}{5} = \frac{\Delta^{\circ}\text{F}}{9} \Rightarrow \frac{\Delta\text{K}}{5} = \frac{150}{9} \Rightarrow \Delta\text{K} = 83,33$$

Las disminuciones también expresamos en Kelvin.

$$\Delta\text{K} = 80$$

$$\frac{\Delta\text{K}}{5} = \frac{\Delta\text{R}}{9} \Rightarrow \frac{\Delta\text{K}}{5} = \frac{90}{9} \Rightarrow \Delta\text{K} = 50$$

La temperatura inicial (T_i) = 20°C + 273 = 293 K

La temperatura final:

$$T_f = T_i + \text{aumentos} - \text{disminuciones}$$

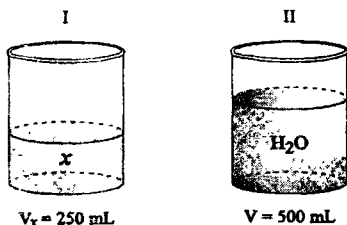
$$T_f = 293 + 50 + 83,33 - 50 - 80 = 296,33$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

1/4 de litro de cierto líquido posee un peso que es 50 gramos mayor que el doble de volumen de agua. Hallar la densidad del líquido.

Resolución:



En II:

Como $D_{H_2O} = 1 \text{ g/cm}^3 \Rightarrow m_{H_2O} = 500 \text{ g}$ ($V_{H_2O} = m_{H_2O}$)

En I:

$$m_x = 50 \text{ g} + 500 \text{ g} = 550 \text{ g}$$

$$D_x = \frac{m_x}{V_x} \Rightarrow D_x = \frac{550 \text{ g}}{250 \text{ cm}^3}$$

$$\therefore D_x = 2,2 \text{ g/cm}^3 \text{ o } 2\,200 \text{ kg/m}^3$$

Problema 2

Marque verdadero (V) o falso (F) según corresponda, para las siguientes proposiciones:

- I. La densidad de una sustancia, es una propiedad extensiva.
- II. La densidad del agua líquida a 2°C es menor que 1 g/cm^3 .
- III. La densidad de una sustancia líquida es numéricamente igual a su gravedad específica.
- IV. La densidad de una mezcla siempre es un valor mayor que la densidad de la sustancia más ligera (menos densa).

Resolución:

Analizando las proposiciones dadas:

- I. Es falso, la densidad es una propiedad intensiva, ya que es una característica específica de la sustancia y su valor no depende de la cantidad de masa que posee.

- II. Es verdadero, la densidad del H_2O es máxima a 4°C, siendo su valor de $1,00 \text{ g/cm}^3$, a cualquier otra temperatura (menor o mayor) que 4°C, la densidad del H_2O es ligeramente menor a 1 g/cm^3 .
- III. Es verdadero, la gravedad específica es la densidad relativa, cuando se trata de un líquido se toma como patrón al agua y como la densidad de ésta es 1 g/cm^3 ; entonces numéricamente se igualan la densidad y la gravedad específica.
- IV. Es verdadero, al mezclar dos o más sustancias, la densidad de la mezcla es un valor menor que la densidad de la sustancia más pesada y mayor que la densidad de la sustancia más ligera.

Rpta: FVVV

Problema 3

¿Cuál es el volumen de un átomo de bromo, si en el estado líquido la densidad de este elemento es $3,12 \text{ g/cm}^3$? P.A. (Br=80 u.m.a)

Resolución:

Como la densidad del bromo es $3,12 \text{ g/cm}^3$ significa que en un volumen de 1 cm^3 hay una masa de 3,12 gramos, el número de moléculas en dicha masa será:

$$160 \text{ g}(\text{Br}_2) \text{ — } 6 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$3,12 \text{ g}(\text{Br}_2) \text{ — } x$$

$$x = 1,17 \times 10^{22} \text{ moléculas}$$

Luego, el volumen de una molécula (Br_2) es:

$$1,17 \times 10^{22} \text{ moléculas — } 1 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ molécula — } y$$

$$y = 8,55 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$$

El volumen de un átomo es:

$$\frac{8,55 \times 10^{-23}}{2} \text{ cm}^3 = 4,27 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$$

Problema 4

Un cierto recipiente lleno de agua pesa 900 gramos, cuando se llena de aceite (G.E.=0,8) pesa 820 gramos. ¿Cuál es el peso total que tendrá al llenarlo con mercurio (G.E. = 13,6)?

Resolución:

• El peso del recipiente y de agua es:

$$m_R + m_{H_2O} = 900 \text{ g} \dots (1)$$

• El peso del recipiente y de aceite es:

$$m_R + m_{Aceite} = 820 \text{ g}$$

Al restar las ecuaciones anteriores obtenemos:

$$m_{H_2O} - m_{Aceite} = 80 \text{ g}$$

pero la masa se puede escribir: $m = D \times V$

$$D_{H_2O} \times V_{H_2O} - D_{Aceite} \times V_{Aceite} = 80 \text{ g}$$

El volumen de cada uno de los líquidos es el mismo que del recipiente " V_R "

$$1 \times V_R - 0,8V_R = 80 \Rightarrow V_R = 400 \text{ cm}^3$$

$$\therefore V_{H_2O} = 400 \text{ cm}^3 \Rightarrow m_{H_2O} = 400 \text{ g}$$

Reemplazamos en la ecuación (1):

$$\Rightarrow m_R = 900 \text{ g} - 400 \text{ g} = 500 \text{ g}$$

La masa de mercurio será:

$$m_{Hg} = D_{Hg} \times V_{Hg} = \left(13,6 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right) (400 \text{ cm}^3)$$

$$m_{Hg} = 5440 \text{ g}$$

La masa total del recipiente lleno de mercurio será:

$$m_{TOTAL} = 5440 \text{ g} + 500 \text{ g} \Rightarrow m_{TOTAL} = 5940 \text{ g}$$

Problema 5

Se mezcla un líquido "X" con H_2O siendo el porcentaje en peso de agua igual a 40 % y su porcentaje en volumen de 30 %. Hallar entonces la gravedad específica de "X".

Resolución:

Sea la masa de la mezcla igual a "m"

$$m_{H_2O} = 0,4m \Rightarrow m_X = 0,6m; \text{ a su vez el}$$

$$V_{H_2O} = 0,4m \quad (m_{H_2O} = V_{H_2O})$$

Luego, como el H_2O representa el 30 % en volumen entonces el volumen de "X" es:

$$0,4m \text{ --- } 30 \% \text{ vol.}$$

$$V_X \text{ --- } 70 \% \text{ vol}$$

$$\rightarrow V_X = \frac{2,8m}{3}$$

La densidad de "X" es: $D_X = \frac{m_X}{V_X}$

$$D_X = \frac{0,6m}{\frac{2,8m}{3}} = 0,64 \text{ g/cm}^3$$

$$\therefore G.E_x = \frac{D_X}{D_{H_2O}} = \frac{0,64 \text{ g/cm}^3}{1 \text{ g/cm}^3} = 0,64$$

Problema 6

100 cm^3 de una aleación de oro ($\rho = 19,3 \text{ g/cm}^3$) y cobre ($\rho = 8,9 \text{ g/cm}^3$) poseen un peso específico de 14 g/cm^3 . Determinar la masa del metal más ligero en dicha aleación.

Resolución:

Determinamos la masa de la aleación (m_T)

$$m_T = D_T \times V_T$$

$$m_T = 14 \text{ g/cm}^3 \times 100 \text{ cm}^3 = 1400 \text{ g} \quad (\gamma_T = D_T)$$

$$m_{Au} + m_{Cu} = 1400 \text{ g} \Rightarrow m_{Au} = 1400 - m_{Cu}$$

El volumen total de aleación es:

$$V_{Au} + V_{Cu} = 100 \text{ cm}^3 \dots (1)$$

$$\text{Pero: } \text{volumen} = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}}$$

En función de la masa del cobre (menos denso), en (1) será:

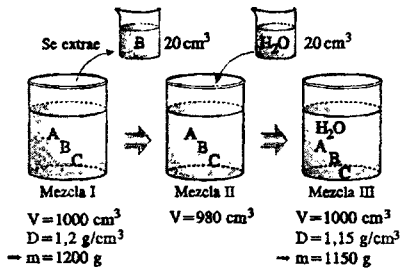
$$\rightarrow \frac{(1400 - m_{Cu})}{19,3 \text{ g/cm}^3} + \frac{m_{Cu}}{8,9 \text{ g/cm}^3} = 100 \text{ cm}^3$$

Resolviendo, tenemos: $m_{Cu} = 453,5 \text{ g}$

Problema 7

En una mezcla de tres líquidos A, B y C cuyo volumen es de un litro y densidad $1,2 \text{ g/cm}^3$, se extraen 20 cm^3 de líquido B y se reemplaza por igual volumen de H_2O , siendo la densidad final de $1,15 \text{ g/cm}^3$. Hallar el peso específico del líquido B en unidades del S.I.

Resolución:



Con los datos de densidad y volumen de I, II y III.

(I): $m_A + m_B + m_C = 1200 \text{ g}$

(II): $m_A + (m_B - 20D_B) + m_C = m_{II}$

(III): $m_A + (m_B - 20D_B) + m_C + 20 = 1150 \text{ g}$

De (I) y (III)

$20D_B = 70$

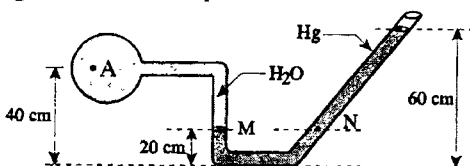
$D_B = 3,5 \text{ g/cm}^3 \Rightarrow \gamma_B = 3,5 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3}$

Convertido al S.I:

$\gamma_B = 3,5 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} \times \frac{9,8 \times 10^3 \text{ N/m}^3}{1 \text{ gf/cm}^3} = 3,43 \times 10^4 \frac{\text{N}}{\text{m}^3}$

Problema 8

Hallar la presión en el punto "A" que se encuentra dentro del agua, tal como muestra la siguiente figura. Considere la presión atmosférica normal.



Resolución:

Elegimos dos puntos M y N a un mismo nivel en la interfase de H_2O y Hg , y por principio de vasos comunicantes.

$P_M = P_N$

La presión en el punto M es:

$P_M = P_A + \gamma_{\text{H}_2\text{O}} \times h_{\text{H}_2\text{O}}$

La presión en el punto N es:

$P_N = P_{\text{atm}} + \gamma_{\text{Hg}} \times h_{\text{Hg}}$

Igualando:

$P_A + 1 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} (20 \text{ cm}) = 1033 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2} + 13,6 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} (40 \text{ cm})$

$\Rightarrow P_A = 1557 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2}$

Conversión al S.I.

$1557 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2} \times \frac{98 \text{ N/m}^2}{1 \text{ gf/cm}^2} = 152586 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \text{ o } 152,6 \text{ kPa}$

Problema 9

Hallar la presión barométrica en Torricelli, en una ciudad, si la presión absoluta de un balón de gas propano es $303,2 \text{ kPa}$ y la presión del manómetro es los $3/4$ de la presión absoluta.

Resolución

La presión absoluta es:

$P_{\text{abs}} = P_{\text{man}} + P_{\text{atm}} \dots (1)$

Pero: $P_{\text{man}} = \frac{3}{4} P_{\text{abs}}$

Reemplazamos en la ecuación (1):

$P_{\text{abs}} = \frac{3}{4} P_{\text{abs}} + P_{\text{atm}}$

$\Rightarrow P_{\text{atm}} = \frac{1}{4} P_{\text{abs}} = \frac{1}{4} \times 303,2 \text{ kPa} = 75,8 \text{ kPa}$

Convertimos a mmHg

$75,8 \text{ kPa} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{101,3 \text{ kPa}} = 568,7 \text{ mmHg}$

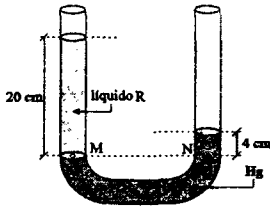
Problema 10

En un tubo de vidrio doblado en forma de U se tiene mercurio, luego de agregar por una de las ramas 20 cm de un líquido desconocido R, se establece una diferencia de niveles de 4 cm de mercurio. Determine el nuevo valor de esta diferencia de niveles, si todo el sistema se sumerge en un recipiente lleno de agua.

Considerar que el líquido (R) es inmisible en el agua.

Resolución:

Al inicio el esquema será:



Por el principio de vasos comunicantes

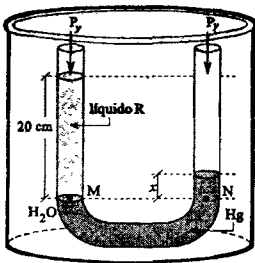
$$P_M = P_N$$

$$P_{atm} + \gamma_R \times 20 = P_{atm} + \gamma_{Hg} \times 4$$

$$\gamma_R \times 20 = 13,6 \times 4$$

$$\gamma_R \times 20 = 54,4 \dots\dots (1)$$

Una vez sumergido el sistema en H₂O



Se establece el mismo criterio:

$$P_y + \gamma_R \times 20 = P_y + \gamma_{H_2O} \times (20-x) + \gamma_{Hg} \cdot x \dots (2)$$

Reemplazando (1) en (2), resolvemos:

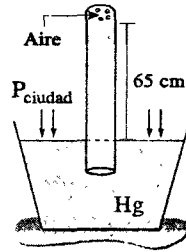
$$54,4 = (1)(20-x) + 13,6x \Rightarrow x = 2,7 \text{ cm}$$

Problema 11

Se usó un barómetro para medir la presión atmosférica de una ciudad, pero se observó que quedaron una cierta cantidad de aire en la cámara barométrica, entonces la nueva presión fue de 65 cmHg. Al medir la presión atmosférica a nivel del mar con el mismo barómetro y a las mismas condiciones, el valor fue 73 cmHg. ¿Cuál es la presión barométrica correcta en dicha ciudad?

Resolución:

El esquema del barómetro en dicha ciudad es:



Se cumple que:

$$P_{ciudad} = 65 \text{ cmHg} + P_{aire} \dots\dots (1)$$

Al nivel del mar según datos:

$$76 \text{ cmHg} = 73 \text{ cmHg} + P_{aire}$$

$$P_{aire} = 3 \text{ cmHg}$$

Reemplazamos en (1):

$$P_{ciudad} = 65 + 3 = 68 \text{ cmHg}$$

Problema 12

¿Qué proposiciones son correctas?

- I. La presión hidrostática varía en función a la naturaleza del líquido.
- II. Un vacuómetro puede ser utilizado para medir presiones altas.
- III. En lugares de gran altitud un líquido hierve a menor temperatura que al nivel del mar
- IV. La presión absoluta es igual a la presión manométrica, si el manómetro es un tubo en U con un extremo sellado donde se ha practicado el vacío.

Resolución:

Analizando cada proposición:

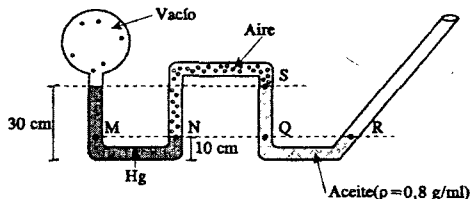
- I. Es verdadero, porque la presión hidrostática depende del peso específico del líquido, que es una propiedad específica.
- II. Es falso, porque el vacuómetro sólo sirve para medir presiones de vacío, es decir presiones menores que la presión atmosférica.
- III. Es verdadero, porque a mayor altitud, la presión atmosférica disminuye y la temperatura de ebullición de un líquido también disminuye.
- IV. Es verdadero, porque si el manómetro está sellado en un extremo, es un manómetro de presión absoluta, por lo tanto:

$$P_{\text{absoluta}} = P_{\text{manométrica}}$$

Rpta. I, III y IV

Problema 13

Hallar la presión de vacío generado en el recipiente esférico.



Resolución:

De acuerdo al principio de vasos comunicantes

$$P_M = P_N$$

$$P_{\text{vacío}} + \gamma_{\text{Hg}} \times 20 = P_N \dots\dots (1)$$

La presión de aire encerrado es igual en cualquier parte interior del tubo:

$$P_N = P_S$$

y por vasos comunicantes también se cumple:

$$P_Q = P_R$$

$$P_N + \gamma_{\text{aceite}} \times 20 = P_{\text{atmosférica}}$$

$$P_N = 1033 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2} - \left(0,8 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} \right) (20 \text{ cm})$$

$$P_N = 1017 \text{ g f/cm}^2$$

Reemplazamos en (1):

$$P_{\text{vacío}} = 1017 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2} - \left(13,6 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3} \right) (20 \text{ cm})$$

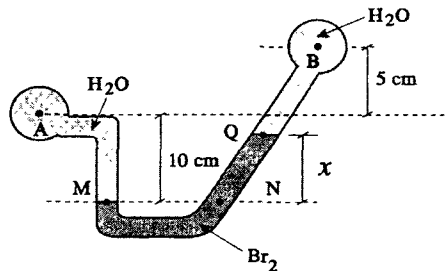
$$P_{\text{vacío}} = 745 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2}$$

Conversión al S.I.

$$745 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2} \times \frac{98 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}}{1 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2}} = 73010 \text{ Pascal o } 73,01 \text{ kPa}$$

Problema 14

Del siguiente gráfico, hallar la diferencia de niveles del bromo líquido (G.E. = 3,12), si la diferencia de presiones entre los puntos A y B dentro del agua es de 7,12 g f/cm².



Resolución:

Se cumple que:

$$P_M = P_N \dots\dots (1)$$

Pero la presión en el punto M es:

$$P_M = P_A + \gamma_{\text{H}_2\text{O}} \times 10$$

para el punto N es:

$$P_N = P_B + \gamma_{\text{H}_2\text{O}} (15 - x) + \gamma_{\text{Br}_2} \cdot x$$

Reemplazando en (1)

$$P_A + (1) \times 10 = P_B + (1) (15 - x) + (3,12)(x)$$

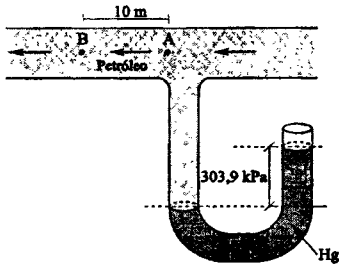
$$P_A - P_B = 5 + 2,12x$$

$$7,12 = 5 + 2,12x$$

$$\text{Luego: } x = 1 \text{ cm}$$

Problema 15

Hallar la presión en el punto B que pertenece a un tramo de la tubería de petróleo, si la presión manométrica en A situado a 10 metros de B es 303,9 kPa y además la caída de presión es de 5 kPa por cada metro de tubería.



Resolución:

Asumiremos que estamos a nivel del mar, donde la presión atmosférica es igual a 101,3 kPa. La presión de los fluidos en movimiento disminuye con la distancia recorrida debido a la caída de presión:

$$P_B = P_A - \Delta P \dots\dots (1)$$

Donde la presión en el punto A es:

$$P_A = P_{\text{manométrica}} + P_{\text{atmosférica}} = 303,9 \text{ kPa} + 101,3 \text{ kPa}$$

$$P_A = 405,2 \text{ kPa}$$

Reemplazando en (1)

$$P_B = 405,2 \text{ kPa} - \left(5 \frac{\text{kPa}}{\text{m}}\right) (10 \text{ m})$$

$$P_B = 355,2 \text{ kPa}$$

Problema 16

¿En qué valor coinciden las lecturas, en la escala absoluta Kelvin y la relativa inglesa?

Resolución:

Sea x el valor en la escala Fahrenheit y el mismo valor en la escala Kelvin, entonces mediante la relación.

$$\frac{K - 273}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9}$$

Obtenemos el punto de coincidencia

$$\frac{x - 273}{5} = \frac{x - 32}{9} \Rightarrow x = 574,2 \text{ K}$$

Problema 17

Un cuerpo se encuentra inicialmente a $x^{\circ}\text{C}$, luego es enfriado en 20°C , siendo su temperatura final en $^{\circ}\text{C}$ igual al valor de la escala Fahrenheit, pero con signo contrario. ¿Cuál es la temperatura inicial?

Resolución:

Sea x la temperatura inicial en $^{\circ}\text{C}$, entonces la temperatura final en valor absoluto es:

$$|T_f| = x - 20$$

En la escala Fahrenheit será:

$$|T_f| = x - 20$$

Como los signos deben ser contrarios, la lectura en escala Celsius es negativa y en Fahrenheit es positiva (ver el análisis de signos que se realizó en el ejemplo 3 referido a las escalas).

$$^{\circ}\text{C} \Rightarrow T_f = -(x - 20)$$

$$^{\circ}\text{F} \Rightarrow T_f = +(x - 20)$$

Reemplazando en la relación de lectura:

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9}$$

$$\frac{-(x - 20)}{5} = \frac{(x - 20) - 32}{9}$$

$$-9x + 180 = 5x - 100 - 160$$

$$440 = 14x \Rightarrow x = 31,4^{\circ}$$

Problema 18

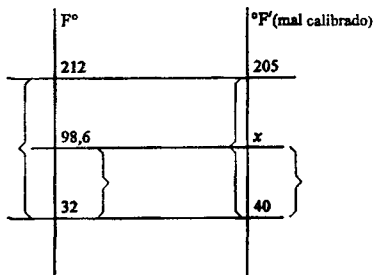
Un termómetro graduado en escala inglesa está mal calibrado, marca 205°F para el punto de ebullición normal del H_2O y 40°F para el punto de fusión normal del H_2O . ¿Cuánto marcará para la temperatura normal del ser humano?

Resolución:

Sabiendo que la temperatura normal del ser humano es de 37°C

$$\frac{37}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} \Rightarrow ^{\circ}\text{F} = 98,6^{\circ}$$

Si conocemos dos puntos de equivalencia en ambas escalas se puede resolver el valor pedido por geometría (teorema de Tales).



Entonces aplicando la razón entre segmentos

$$\frac{98,6 - 32}{212 - 32} = \frac{x - 40}{205 - 40}$$

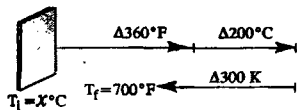
$$\Rightarrow x = 101^{\circ}\text{F} \left(\begin{array}{l} \text{lectura en termómetro} \\ \text{mal calibrado} \end{array} \right)$$

Problema 19

Una lámina de acero se somete a tratamientos térmicos, se le calienta sucesivamente en 360°F y en 200°C para luego enfriarla bruscamente en 300 K , siendo su temperatura final de 700°F . Hallar la temperatura inicial en escala Celsius.

Resolución:

Bosquejamos el proceso que sufre el metal



Por relaciones de variación de temperatura:

$$\Delta 200^{\circ}\text{C} \leftrightarrow \Delta 360^{\circ}\text{F}$$

$$\Delta 300\text{ K} \leftrightarrow \Delta 540^{\circ}\text{F}$$

Luego:

$$700^{\circ}\text{F} = x + \Delta 360^{\circ}\text{F} + \Delta 360^{\circ}\text{F} - 540^{\circ}\text{F}$$

$$\Rightarrow x = 520^{\circ}\text{F}, \text{ convertido a } ^{\circ}\text{C es:}$$

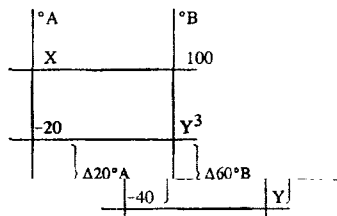
$$\frac{520 - 32}{9} = \frac{^{\circ}\text{C}}{5} \Rightarrow \boxed{x = 271}$$

Problema 20

Se construyen 2 escalas relativas $^{\circ}\text{A}$ y $^{\circ}\text{B}$ cumpliéndose que -40°A equivale a $Y^{\circ}\text{B}$ y -20°A equivale a $Y^3^{\circ}\text{B}$. Además la variación de 1°A equivale a una variación de 3°B . ¿A cuántos $^{\circ}\text{A}$ equivalen 100°B ?

Resolución:

Establecemos los puntos de equivalencia en ambas escalas.



Según datos:

$$\Delta 1^{\circ}\text{A} \text{ — } \Delta 3^{\circ}\text{B}$$

$$\Rightarrow \Delta 20^{\circ}\text{A} \text{ — } \Delta 60^{\circ}\text{B}$$

Entonces se cumple:

$$Y^3 - Y = 60 \Rightarrow Y(Y^2 - 1) = 60 \Rightarrow Y = 4$$

Luego, por teorema de Tales aplicado a la figura mostrada tendremos:

$$\frac{x - (-40)}{\Delta 20^{\circ}\text{A}} = \frac{100 - Y}{\Delta 60^{\circ}\text{B}} \Rightarrow \frac{x + 40}{1} = \frac{100 - 4}{3}$$

$$\Rightarrow x = -8^{\circ}\text{A}$$

Problema 21

En una escala absoluta desconocida "J", una variación de 10° equivale a 15°C , ¿a qué temperatura en dicha escala, corresponde el punto de sublimación del hielo seco $\text{CO}_{2(s)}$ que es de $-108,4^{\circ}\text{F}$?

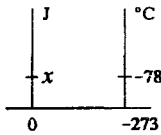
Resolución:

Primero convertimos la temperatura dato a escala Celsius:

$$\frac{\text{C}}{5} = \frac{\text{F} - 32}{9} \Rightarrow \frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{-108,4 - 32}{9}$$

$$\Rightarrow ^{\circ}\text{C} = -78$$

Graficamos la escala absoluta J y la escala Celsius:

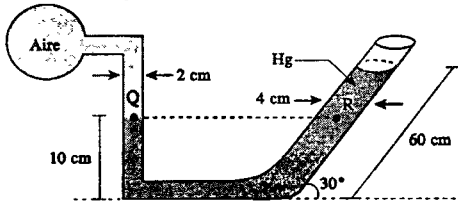


Para hallar x, planteamos la relación de variaciones de temperatura que es dato

$$\frac{x - 0}{10} = \frac{-78 - (-273)}{15} \Rightarrow x = 130$$

Problema 22

Determine la fuerza resultante que actúa sobre el punto Q, si la presión barométrica es de 60 cmHg



Resolución:

Por principio de vasos comunicantes presión en Q = presión en R

$$\frac{\text{Fuerza}}{\text{Área}} = P_{\text{Atmosférica}} + P_{\text{Líquido}}$$

$$\frac{F}{\pi (2)^2 \text{ cm}^2} = 60 \text{ cmHg} \times \frac{1033}{76 \text{ cmHg}} \text{ g f/cm}^2 + \left(13,6 \frac{\text{g f}}{\text{cm}^3} \right) (20 \text{ cm})$$

$$\Rightarrow F = 1087,52 \text{ g f} = 1,0875 \text{ kg f} = 10,66 \text{ N}$$

Problema 23

Una muestra de ácido piroleñoso extraída por destilación seca de la madera, contiene ácido acético ($D = 1,8 \text{ g/ml}$), formaldehído y H_2O . El primero se encuentra en el vinagre y el segundo en el formol; si el porcentaje en volumen de ácido es 40 % y su porcentaje en peso es 50 %, ¿cuál es la densidad del formol, si tiene el mismo volumen que el agua?

¿cuál es la densidad del formol, si tiene el mismo volumen que el agua?

Resolución:

La composición del ácido en volumen es:

$$40 = \frac{V_A}{V_A + V_F + V_{\text{H}_2\text{O}}} \times 100$$

Sea el volumen de H_2O : $V_{\text{H}_2\text{O}} = K \text{ ml}$

Por dato:

$$V_F = V_{\text{H}_2\text{O}} = K$$

$$\Rightarrow 0,4 = \frac{V_A}{V_A + K + K}$$

$$\Rightarrow 0,8K = 0,6V_A \dots\dots\dots (I)$$

La composición del ácido en peso es:

$$50 = \frac{m_A}{m_A + m_F + m_{\text{H}_2\text{O}}} \times 100 \dots\dots\dots (II)$$

Se cumple que : $m = D \times V$

Además para H_2O : $m_{\text{H}_2\text{O}} = V_{\text{H}_2\text{O}} = K$

Reemplazando en (II) tenemos:

$$0,5 = \frac{D_A V_A}{D_A V_A + D_F V_F + K}$$

$$0,5 (D_F V_F + K) = 0,5 D_A V_A \text{ como } V_F = V_{\text{H}_2\text{O}} = K$$

$$\Rightarrow K(D_F + 1) = 1,8V_A \dots\dots\dots (III)$$

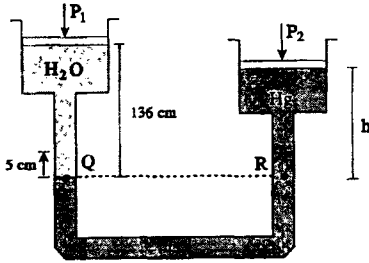
Al dividir miembro a miembro (I) y (III)

$$\frac{0,8K}{K(D_F + 1)} = \frac{0,6V_A}{1,8V_A} \Rightarrow D_F = 1,4 \text{ g/mL}$$

Problema 24

¿Cuál será la diferencia de presiones $P_2 - P_1$ en unidades de g f/cm^2 , de tal forma que el menisco en el lado izquierdo suba 5 cm. Si al inicio el sistema se encuentra en equilibrio, $P_2 = P_1$?

Además el diámetro de los tanques es $\sqrt{5}$ veces el diámetro de los tubos



Resolución:

El esquema nos muestra las condiciones iniciales y por principio de vasos comunicantes

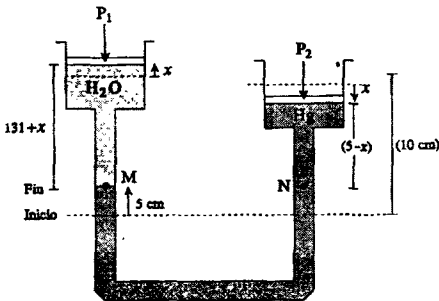
Presión en Q = Presión en R

$$P_1 + \gamma_{H_2O} \times 136 \text{ cm} = P_2 + \gamma_{Hg} \times h$$

$$\left(1 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3}\right) (136 \text{ cm}) = \left(13,6 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3}\right) (h)$$

$$h = 10 \text{ cm}$$

Con una diferencia de presiones $P_2 - P_1$, se produce un ascenso de 5 cm en el menisco, por lo cual el esquema de las condiciones finales es:



Por vasos comunicantes:

$$P_M = P_N$$

$$P_1 + \gamma_{H_2O} \times (131 + x) = P_2 + \gamma_{Hg} (5 - x)$$

$$P_1 + (1)(131 + x) = P_2 + (13,6)(5 - x) \dots \dots \dots (I)$$

Además el volumen que desciende en el tanque es igual al volumen que asciende en el tubo.

$$\frac{\pi d^2}{4} \times 5 = \frac{\pi D^2}{4} \times x$$

$$\Rightarrow x = 5 \left(\frac{d}{D}\right)^2 \text{ reemplazando } D = \sqrt{5} d \text{ (por dato)}$$

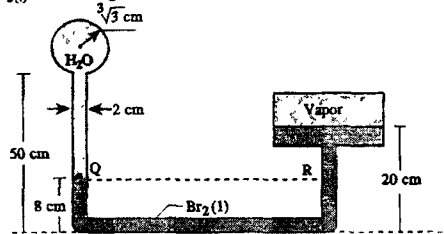
$$\Rightarrow x = 1 \text{ cm}$$

Luego, reemplazando en la ecuación (I)

$$\Rightarrow P_2 - P_1 = 77,6 \text{ g-f/cm}^2$$

Problema 25

En el esquema mostrado, determine la presión de vapor del bromo en g-f/cm^2 , si la densidad del $\text{Br}_{2(l)}$ es $3,12 \text{ g/ml}$.



Resolución:

Por el principio de vasos comunicantes:

Presión en Q = Presión en R ... (I)

En Q la presión se puede expresar como: $\frac{\text{Peso de líquido}}{\text{Área}}$

Donde:

Peso de líquido = $\gamma_{\text{Líquido}} \times \text{Volumen} =$

$$\left(1 \frac{\text{gf}}{\text{mL}}\right) \left(\frac{4}{3} \pi (\sqrt{3})^3 + \pi \frac{(2)^2}{4} \times 42\right) \text{ mL} = 46 \pi \text{ g-f}$$

Luego:

$$\text{Presión en Q} = \frac{46 \pi \text{ g-f}}{\pi \frac{(2)^2}{4} \text{ cm}^2} = 46 \frac{\text{g-f}}{\text{cm}^2}$$

Reemplazando en (I)

$$46 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2} = \gamma_{\text{Br}_2} \times h_{\text{Br}_2} + P_{\text{vapor}}$$

$$46 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^2} = \left(3,12 \frac{\text{gf}}{\text{cm}^3}\right) (12 \text{ cm}) + P_{\text{vapor}}$$

$$\Rightarrow P_{\text{vapor}} = 8,56 \text{ g-f/cm}^2$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

Hallar la densidad de una mezcla de dos sustancias cuya relación de volúmenes es de 1 a 3, siendo sus densidades de 800 kg/m^3 y 600 kg/m^3 respectivamente.

- A) 322 kg/m^3 B) 450 kg/m^3 C) 200 kg/m^3
D) 730 kg/m^3 E) 650 kg/m^3

Determine la gravedad específica de una mezcla de tres líquidos cuyos pesos específicos son $1,2 \text{ g-f/cm}^3$; $1,4 \text{ g-f/cm}^3$ y 2 g-f/cm^3 , si sus masas son iguales.

- A) 0,83 B) 1,23 C) 1,46
D) 2,92 E) 5,84

¿Cuál es la gravedad específica de una mezcla de dos gases cuyas densidades absolutas son $0,8 \text{ g/L}$ y $1,2 \text{ g/L}$, siendo sus volúmenes iguales.

- A) 0,55 B) 0,66 C) 0,77
D) 0,88 E) 0,99

Un litro de leche pesa 1 032 gramos y contiene 4 % en volumen de nata cuyo peso específico es $0,8 \text{ g-f/cm}^3$. ¿Cuál es la gravedad específica de la leche descremada?

- A) 0,94 B) 0,93 C) 1,42
D) 1,04 E) 1,92

Un litro de leche adulterada pesa 1,018 kg. ¿Cuál es la masa de agua que contiene si la densidad de la leche pura es 1020 kg/m^3 ?

- A) 200 g B) 300 g C) 100 g
D) 500 g E) 400 g

Una botella de whisky contiene 50 % en volumen de alcohol etílico ($D=780 \text{ kg/m}^3$). ¿Cuántas moléculas de alcohol etílico están presentes en 356 g del whisky?

- A) $2,4 N_A$ B) $1,4 N_A$
C) $4,4 N_A$
D) $3,4 N_A$ E) $5,4 N_A$

7. ¿Cuál(es) de la(s) siguiente(s) proposición(es) es (son) incorrecta(s)?

- I. La densidad de una sustancia líquida en cualquier sistema de unidades siempre es igual a su peso específico, numéricamente.
II. La madera posee mayor gravedad específica que el agua destilada o pura.
III. Cualquier sólido posee mayor densidad que cualquier líquido.
IV. La densidad de agua líquida aumenta cuando la temperatura disminuye de 4°C a 0°C .

- A) I, II y III B) II y III C) Sólo I
D) Sólo II E) Todas

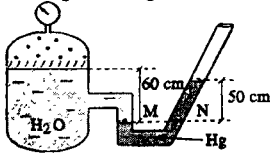
8. En un recipiente que presenta una pequeña cantidad de aire, se coloca un manómetro en forma de U con los dos extremos abiertos. Si la diferencia de niveles del mercurio en el manómetro es 30 cm. Hallar la presión del vacío en unidades del S.I. considerando la presión atmosférica normal.

- A) 33,2 kPa B) 45,3 kPa C) 15,3 kPa
D) 22,5 kPa E) 61,3 kPa

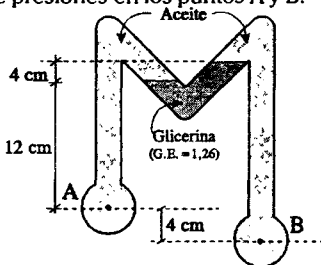
9. Un balón que contiene un cierto gas posee una presión manométrica de 200 mmHg a nivel del mar, en las mismas condiciones se mide la presión del balón en una ciudad de gran altitud y el manómetro indica 300 mmHg . Hallar la presión barométrica en dicha ciudad.

- A) 55 kPa B) 66 kPa C) 88 kPa
D) 77 kPa E) 99 kPa

10. Determine la presión manométrica del vapor de H_2O en el gráfico mostrado.



- A) 30,4 kPa B) 20,2 kPa C) 60,8 kPa
D) 85,2 kPa E) 40,4 kPa
11. Acerca de los tipos de presión, señale que proposiciones son correctas:
- La presión atmosférica varía de un lugar a otro, respecto a nivel del mar.
 - Para una misma columna de dos líquidos, la presión hidrostática es mayor en el líquido menos denso.
 - En una olla de presión, la temperatura de ebullición del H_2O es mayor de $100^\circ C$.
- A) I, II y III B) I y II C) II y III
D) I y III E) Sólo III
12. Se tiene un tubo en forma de U conteniendo 40 cm de un líquido más denso que el agua cuya diferencia de niveles del mercurio es de 5 cm. ¿Cuál será el nuevo valor de esta diferencia de niveles si todo el sistema es sumergido en aceite?
 $\gamma_{\text{aceite}} = 0,8 \text{ g-f/cm}^3$
- A) 1,8 cm B) 2,8 cm C) 3,8 cm
D) 4,8 cm E) 5,8 cm
13. En el siguiente gráfico, hallar la diferencia de presiones en los puntos A y B.



- A) $25,2 \text{ N/m}^2$ B) $42,4 \text{ N/m}^2$ C) 98 N/m^2
D) $133,3 \text{ N/m}^3$ E) $422,4 \text{ N/m}^2$

14. ¿Cuál es la presión del aire encerrado en un barómetro si la diferencia de niveles del mercurio es 60 cm, en una ciudad donde la presión atmosférica es 90,6 kPa?

- A) 20 Torr B) 30 Torr C) 50 Torr
D) 80 Torr E) 70 Torr

15. En un recipiente que contiene un gas a nivel del mar, se observó que la presión manométrica es los $7/4$ de la presión atmosférica, normal. ¿Cuál será la presión manométrica del gas en una ciudad donde la presión barométrica es 70 cmHg?

- A) 125,3 kPa B) 270,4 kPa C) 355,2 kPa
D) 224,2 kPa E) 185,3 kPa

16. Se tienen dos cuerpos a diferentes temperaturas, en la escala Celsius la temperatura del más caliente es el doble del otro y en la escala Fahrenheit la temperatura del menos caliente es los $3/5$ de la temperatura del otro. Hallar dichas temperaturas en la escala Celsius.

- A) $71^\circ C$, $35,5^\circ C$ B) $20^\circ C$, $40^\circ C$
C) $23^\circ C$, $11,5^\circ C$
D) $71^\circ C$, $40^\circ C$ E) $50^\circ C$, $50^\circ C$

17. Para dos escalas relativas se observa que 20° centígrados corresponde a $25^\circ B$ y 5° centígrados corresponde a $-5^\circ B$. ¿A cuántos grados B corresponde la temperatura del cero absoluto?

- A) $-321^\circ B$ B) $-241^\circ B$ C) $-111^\circ B$
D) $-331^\circ B$ E) $-561^\circ B$

18. Una plancha de tungsteno que se encontraba a 400 K, se calienta en $360^\circ F$ y luego se enfría en $50^\circ C$. ¿Cuál es la temperatura final en $^\circ C$?

- A) $327^\circ C$ B) $127^\circ C$ C) $277^\circ C$
D) $377^\circ C$ E) $477^\circ C$

19. En la escala relativa francesa Reamur el H_2O hierve a 80° y congela a 0° . Hallar el valor en esta escala de una temperatura la que corresponde a 600 Kelvin.

- A) $431,6^\circ R$ B) $241,6^\circ R$ C) $122,3^\circ R$
 D) $361,6^\circ R$ E) $261,6^\circ R$

20. ¿A cuántos $^\circ C$ se cumple la siguiente relación para una misma temperatura en las tres escalas indicadas?

$$^\circ F + ^\circ C = K$$

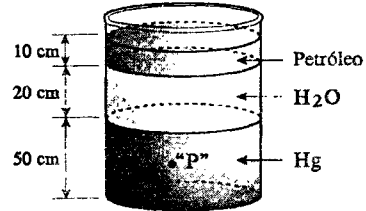
- A) $94^\circ C$ B) $104^\circ C$ C) $114^\circ C$
 D) $124^\circ C$ E) $134^\circ C$

21. En un recipiente que contiene agua se agrega un fluido de alta densidad formandose una mezcla cuyo peso específico es 3 g-f/cm^3 . Luego retiramos de dicha mezcla $1/4$ del volumen de agua, aumentando el peso específico en $0,5 \text{ g-f/cm}^3$. ¿Cuál es la densidad del fluido en g/cm^3 ?

- A) 11 B) 1 C) 13
 D) 8 E) 14,3

22. Un cuerpo sólido se encuentra en equilibrio sumergido en una mezcla de petróleo, agua y mercurio, como indica la figura. Determinar a qué altura se encuentra el sólido "P" a partir de la base del cilindro (fondo), si su presión manométrica equivale a la presión de un objeto que se encuentra sumergido en bencina a una profundidad de 1,20 m.

Datos: $D_{\text{bencina}} = 0,75 \text{ g/cm}^3$
 $D_{\text{petróleo}} = 0,8 \text{ g/cm}^3$



- A) 4,56 B) 45,44 C) 38,28
 D) 11,72 E) 58,26

23. La presión de una bomba centrífuga con la cual impulsa agua a un edificio de 10 pisos, es 294 PSI. ¿Con qué presión llega el H_2O al último piso si cada piso tiene una altura de 4 m y las pérdidas de presión en total son de $0,4 \text{ atmósferas/m}$?

- A) 101,3 kPa B) 202,6 kPa C) 405,2 kPa
 D) 303,9 kPa E) 606,3 kPa

24. En un recipiente cerrado, se genera mediante una bomba neumática una presión de vacío de $0,01 \text{ atm}$. Luego se coloca un manómetro de vidrio en forma de U. ¿Cuál es el desnivel de mercurio que presenta el manómetro, si la presión barométrica es 80 kPa ?

- A) 37,6 cm B) 45,6 cm C) 73,6 cm
 D) 65,2 cm E) 52,4 cm

25. Se construyen tres escalas relativas de temperatura A, B y D de tal manera que si se incrementa la temperatura de un cuerpo en $1^\circ A$, esto equivale a $2^\circ B$ o a $3^\circ D$. Si las escalas A y B coinciden sus lecturas a 40° y la escalas B y D coinciden sus lecturas a -60° . Determinar a cuántos grados B equivale la temperatura en la cual coinciden las lecturas en las escalas A y D.

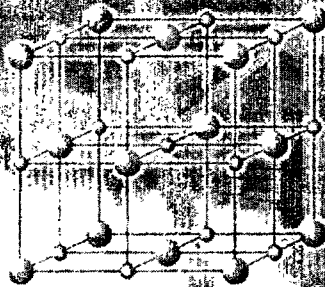
- A) 15° B) -10° C) -15°
 D) 10° E) 20°

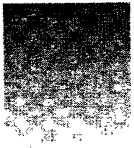
CLAVES

Capítulo

XI

- | | |
|-------|-------|
| 01. E | 14. D |
| 02. C | 15. E |
| 03. C | 16. A |
| 04. D | 17. E |
| 05. C | 18. C |
| 06. D | 19. E |
| 07. E | 20. E |
| 08. E | 21. A |
| 09. C | 22. B |
| 10. C | 23. C |
| 11. D | 24. E |
| 12. B | 25. B |
| 13. D | |

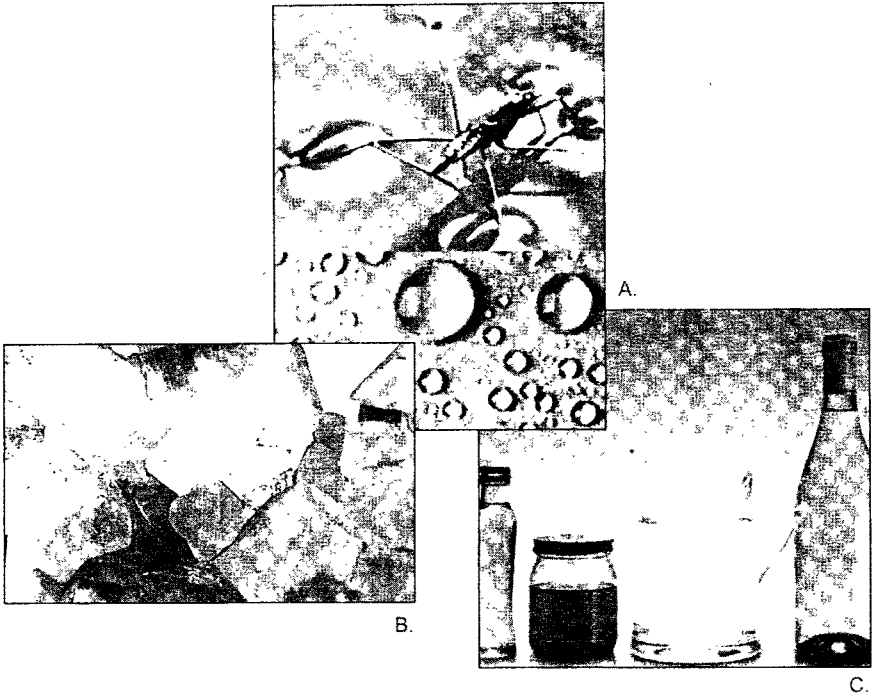




XII

CAPÍTULO

Estados de agregación de la Materia



- A. **En la superficie de los líquidos** surge una "piel elástica" llamado tensión superficial. Debido a este fenómeno las gotas de un líquido adoptan la forma esférica y ciertos insectos, como por ejemplo un zancudo camina sin dificultad sobre superficie de aguas tranquilas o estacionarias.
- B. **El cuarzo** es una variedad de dióxido de Silicio, SiO_2 . Su forma cristalina es hexagonal, es constituyente de las rocas llamado granito, es una sustancia incolora y dura, se funde a 1600°C , presenta coeficiente de dilatación muy pequeña por ello se usa en la fabricación de utensilios de laboratorio tal como crisoles, capsulas, etc.
- C. **El líquido** adopta la forma del recipiente que lo contiene, debido a la gran movilidad de sus partículas (moléculas o átomos). Si está expuesto al medio ambiente se evaporan y generan cierta presión (presión de vapor). Su velocidad de evaporación depende de la naturaleza del líquido, temperatura y la superficie libre.

ESTADOS DE AGREGACIÓN MOLECULAR DE LA MATERIA

OBJETIVOS

- Comprender en base a los diagramas de fases, que el estado físico de una sustancia química sólo depende de la presión y la temperatura.
- Diferenciar un sólido de un líquido y de un gas, en base a sus propiedades generales, tanto macroscópicas y submicroscópicas o moleculares.
- Diferenciar los sólidos amorfos y sólidos cristalinos, y los diferentes tipos de sólidos cristalinos: iónicos, covalentes, moleculares y metálicos en base a sus propiedades.
- Comprender las propiedades específicas de los líquidos (punto de ebullición, punto de congelación, presión de vapor, viscosidad y tensión superficial), su variación con la presión y/o temperatura.
- Evaluar, cuantitativamente, las propiedades mencionadas, a partir de ecuaciones matemáticas que justifican su comportamiento.

INTRODUCCIÓN

En el capítulo II, (MATERIA), señalamos los cuatro estados de agregación de la materia: sólido, líquido, gaseoso y plasmático. Los tres primeros son los más importantes en condiciones ambientales. Recordemos que depende del grado de cohesión y movilidad de las partículas (átomos, iones o moléculas) que en términos generales le llamaremos "moléculas", o sea de la competencia entre las fuerzas de atracción (cohesión) que buscan ordenar a las moléculas y las fuerzas térmicas (o fuerza de repulsión) que buscan desordenarlas.

¿Existe hierro líquido? ¿Podemos hablar de hierro gaseoso?, ¿Existe aire líquido o aire sólido?

Un cuerpo material puede existir en cualquier estado físico: sólido, líquido o gaseoso, sólo depende de las condiciones de presión y temperatura por lo que las aspiraciones anteriores son verdaderas. Estos aspectos lo tratamos en un **diagrama de fases**.

Los sólidos son rígidos, con forma y volumen definido, ¿a qué se debe ello?. Ciertos sólidos como azúcar, sal, los metales, etc. poseen formas geométricas definidas y punto de fusión definido, llamados **sólidos cristalinos**, ¿a qué se debe ello?; otros sólidos como el caucho, plásticos, vidrio, etc. no poseen las características anteriores, llamados **sólidos amorfos** ¿por qué?, ¿cómo se justifican todas estas propiedades?, ¿qué características tienen los sólidos cristalinos que lo diferencian de los amorfos?, ¿qué es isotropía y anisotropía?

Los líquidos adoptan la forma del recipiente que lo contiene, poseen volumen definido y fluyen por diferencia de presiones. ¿A qué se debe estas características?. La miel es más viscoso que el agua, ¿pero qué es la **viscosidad**?


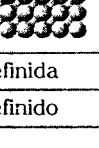
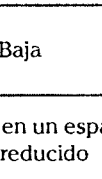

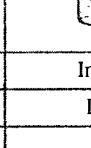
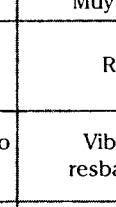
El alcohol tiene menor temperatura de ebullición y mayor presión de vapor que el agua ¿a qué se debe esta diferencia? Ciertos insectos, como el zancudo puede caminar sobre aguas estancadas y las gotas de un líquido adoptan siempre la forma esférica, debido a la **tensión superficial**. ¿Qué es tensión superficial?. El agua puede hervir a 100°C a nivel del mar ($P_{\text{atm}} = 760 \text{ mmHg}$), ¿puede hervir a 25°C?, sí, siempre que la presión externa sobre el agua sea igual a 23,8 mmHg, ¿cómo influye la presión externa sobre la temperatura de ebullición?.

Todas las interrogantes planteadas y otras referidas al estado sólido y líquido serán tratadas ampliamente en este capítulo.

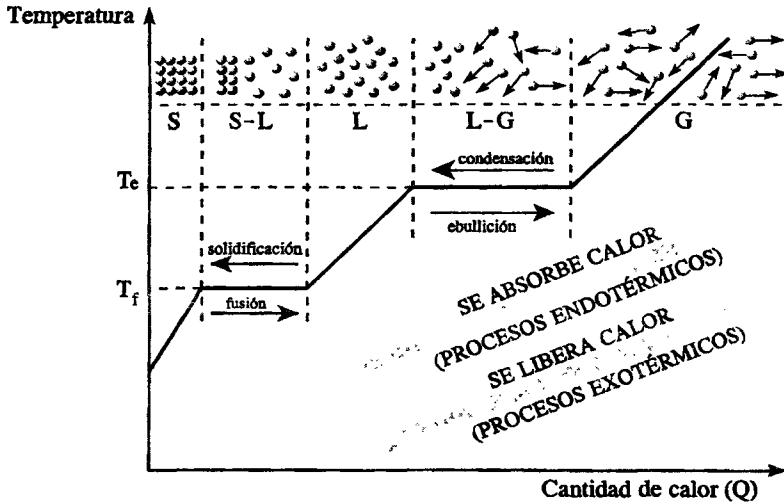
Concepto: Se denomina estados de agregación de la sustancia química a las características que adopta, una cierta cantidad de sustancia a una determinada presión y temperatura.

Comparación entre los tres estados de agregación de la materia

Figura 12.1 Comparación breve entre los 3 estados físicos más importantes de la materia

Estado físico	 sólido	 líquido	 gaseoso
Diagrama de sus partículas			
Forma	Definida	Indefinida	Indefinida
Volumen	Definido	Definido	Indefinido
Fuerzas intermoleculares	$F_{\text{cohesión}} > F_{\text{repulsión}}$	$F_{\text{cohesión}} \approx F_{\text{repulsión}}$	$F_{\text{cohesión}} < F_{\text{repulsión}}$
Distancia intermolecular	No existe	Muy pequeña	Muy grande
Compresibilidad	Incompresible	Muy pequeña	Grande
Desorden molecular (Entropía)	Baja	Regular	Alta
Tipo de movimiento molecular	Vibratorio en un espacio muy reducido	Vibratorio y resbalamiento	Gran movimiento de traslación
Facilidad para pasar a fase vapor	Muy baja	Alta	-
Difusión	Muy baja	Regular	Alta

En nuestra experiencia cotidiana, al tomar un trozo de hielo ($H_2O_{(s)}$) si los calentamos pasa a la fase líquido ($H_2O_{(l)}$), si continuamos incrementando la temperatura pasara a la fase vapor ($H_2O_{(g)}$), en este sentido, se mostrará la variación general de este cambio según:



Gráfica 12.1 Curva de calentamiento y enfriamiento en donde se muestra cómo una sustancia pasa de la fase sólida a las fases líquida y gaseosa a medida que es sometida a calentamiento cada vez más fuerte y el proceso inverso que ocurre con pérdida de energía calorífica.

En cuanto a la simbología tenemos:

- S-L : Coexistencia temporal de la fase sólida y líquida
- L-G : Coexistencia temporal de la fase líquida y gaseosa.
- T_f : Temperatura de fusión, es la temperatura a la cual una cierta masa de un sólido se convierte totalmente en estado líquido. También es la temperatura a la que una masa líquida pasa totalmente a sólido (solidificación o cristalización), por lo que se llama también temperatura de solidificación.
- T_e : Temperatura de ebullición, es la temperatura a la que una masa líquida se convierte totalmente al estado gaseoso (o vapor), también es la temperatura a la que una masa de gas se convierte totalmente al estado líquido (condensación o licuación), por lo tanto se llama también temperatura de condensación.

Tanto la T_f y T_e dependen de la presión externa.

De la gráfica 12.1 observamos que al inicio, una masa de sólido (S) al ser calentada aumenta su temperatura hasta llegar a T_f , luego ésta se mantiene constante, a pesar que seguimos incrementado calor, pues esto sirve para convertir toda la masa del sólido a líquido (L); al proseguir el calentamiento, el líquido aumenta su temperatura y cuando llega a T_e , ésta se mantiene constante y el calor adicionado permite que toda la masa líquida pase al estado gaseoso (G).

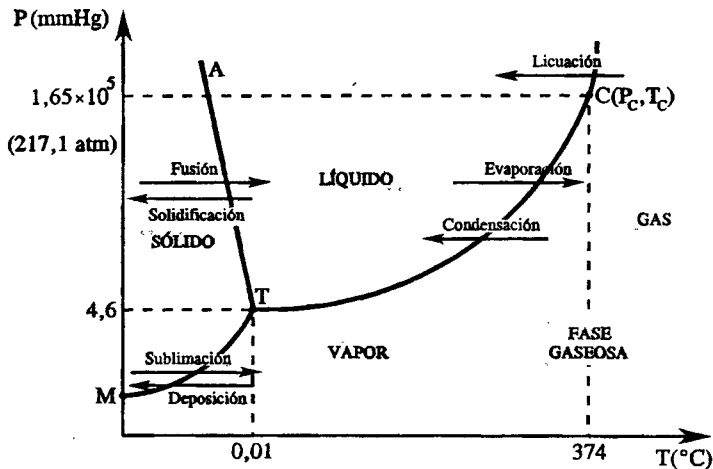
DIAGRAMA DE FASES

Cada sustancia químicamente pura tiene su propio diagrama de fases que nos muestra con datos experimentales que los estados de agregación molecular de la materia sólo depende de la temperatura y presión, quienes determinan la intensidad de las fuerzas de repulsión y fuerzas de cohesión intermoleculares.

Nótese que es muy usual en esta parte del curso utilizar el término “fase” introducido por la termodinámica para referimos a cualquiera de los 3 estados de agregación molecular de la materia.

Veamos con ilustraciones, el diagrama de fases del agua (H_2O) y anhídrido carbónico (CO_2), químicamente puras.

Gráfica 12.2 Diagrama de fases del H_2O (no está a escala) que nos muestra cómo el H_2O puede pasar de la fase sólida a las fases líquida y gaseosa de acuerdo a la presión y temperatura a la cual está sometida.



Del gráfico 12.2 Tenemos:

Punto triple (T). Es aquella temperatura donde coexisten en equilibrio las 3 fases: sólida, líquida y gaseosa, para el H_2O se da a una presión de alto vacío, 4,6 mmHg y temperatura de 0,01°C.

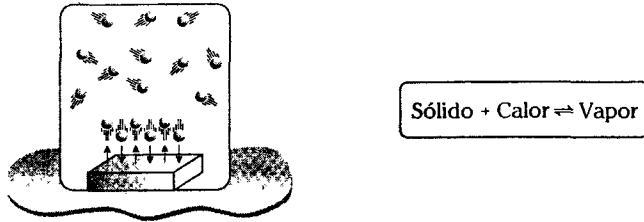
Punto crítico (C). Es aquél donde se dan las condiciones mínimas para que el gas pueda ser licuado (o pasar a la fase líquida), esto es a una presión crítica (P_c) de 217,1 atm y a una temperatura crítica (T_c) de 374°C.

Temperatura crítica (T_c). Es la temperatura más alta a la cual puede licuarse un gas, por encima de esta temperatura ya no se puede conseguir la fase líquida por muy alta que sea la presión ejercida sobre el gas. Establece el límite entre vapor y gas.

Presión crítica (P_c). Es la presión mínima que debe aplicarse a una sustancia en fase gaseosa para que pase a la fase líquida, manteniendo la temperatura crítica constante. Por lo tanto, un gas se licua o pasa al estado líquido por debajo de la temperatura crítica (T_c) y por encima de la presión crítica (P_c)

Curva de sublimación (o deposición) (MT). Formada por puntos de diferente presión y temperatura a las cuales están en equilibrio la fase sólida y la fase vapor.

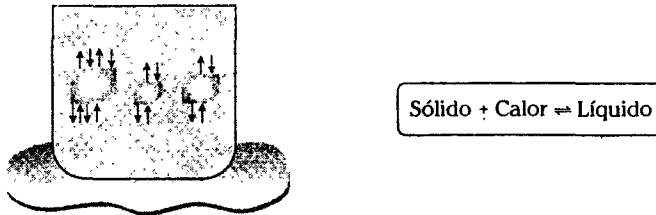
Figura 12.2 El estado de equilibrio entre la fase sólida y vapor se verifica cuando la velocidad de sublimación y deposición ocurren a la misma velocidad.



La doble flecha (\rightleftharpoons) nos indica que el proceso se da en ambos sentidos y a la misma velocidad.

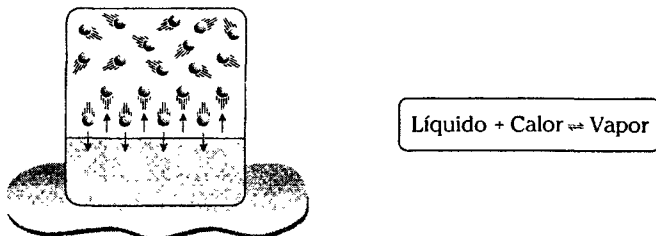
Curva de fusión (o solidificación) (TA). Nos indica diferentes valores de presión y temperatura a la cual están en equilibrio la fase sólida y la fase líquida.

Figura 12.3 El estado de equilibrio entre la fase sólida y líquida se verifica cuando la velocidad de fusión y solidificación ocurren a la misma velocidad.



Curva de ebullición (o condensación) (TC). Nos indica diferentes valores de presión y temperatura a la cual están en equilibrio la fase líquida y la fase vapor.

Figura 12.4 El estado de equilibrio entre la fase líquida y vapor se establece cuando la velocidad de vaporización y condensación ocurren a la misma velocidad.



Desde el punto de vista termodinámico, es decir, basado en el diagrama de fases planteamos las siguientes definiciones:

¿Qué es el vapor?

Es aquella fase gaseosa, donde la sustancia posee una temperatura menor a la temperatura crítica (T_C).

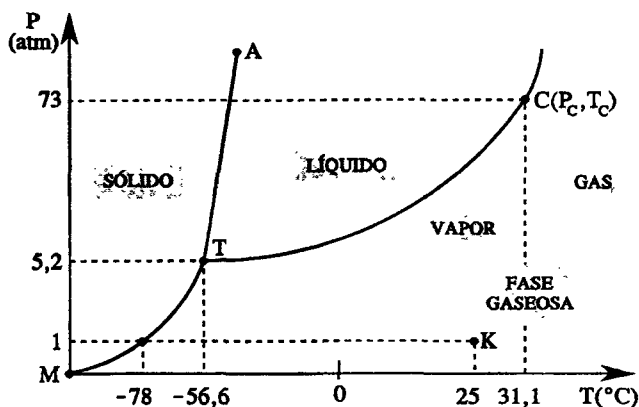
¿Qué es el gas?

Es aquella fase gaseosa, donde la sustancia posee una temperatura mayor a la temperatura crítica (T_C).

¿Es lo mismo decir condensación y licuación?

No, la **condensación** es el paso de vapor a líquido, mientras que **licuación** es el paso de gas a líquido. Bajo condiciones de presión alta y baja temperatura.

Gráfica 12.3 Diagrama de fases para el CO_2 (no está a escala)



Observación:

1. A condiciones ambientales ($P=1\text{ atm}$; $T=25^\circ\text{C}$), el CO_2 existe sólo en forma gaseosa (Punto K).
2. Para poder licuar el CO_2 se necesita $T\leq 31,1^\circ\text{C}$ y $P\geq 73\text{ atm}$ (presión muy alta).
3. El CO_2 sólido ("Hielo seco") puede pasar a estado líquido (fundir) sólo por encima de 5,2 atm. ($P\geq 5,2\text{ atm.}$), por lo tanto, a presión normal (1 atm) es imposible que pase a estado líquido, razón por la cual el hielo seco no moja los cuerpos materiales, pues se sublima directamente.
4. El CO_2 sólido, por debajo de 5,2 atm. solamente puede sublimar.
5. El punto de sublimación normal (es decir a 760mmHg) del CO_2 o "Hielo seco" es -78°C .
6. El punto triple "T" donde existen en equilibrio las 3 fases ocurre a $-56,6^\circ\text{C}$ y 5,2 atm.

La pendiente de la curva TA es positiva para el CO_2 porque la densidad del CO_2 sólido es mayor que la de CO_2 líquido; en cambio en el H_2O , la pendiente de dicha curva (TA) es negativa, porque la densidad del hielo (agua sólida) es menor que la de H_2O líquida.

Tabla 12.1 Presiones y temperaturas críticas de ciertas sustancias.

Sustancia	Presión crítica (Pc) en atmósferas	Temperatura crítica (T _c) en grados Celsius
Agua (H ₂ O)	217,7	374
Amoniaco (NH ₃)	111,5	132,6
Argón (Ar)	48	- 122,1
Dióxido de carbono (CO ₂)	73	31,1
Nitrógeno (N ₂)	33,5	146,9
Oxígeno (O ₂)	49,7	- 118,6
Freón - 12 (CCl ₂ F ₂)	39,6	111,7

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda las siguientes proposiciones:

- I. Según el diagrama de fases de una sustancia, gas y vapor son iguales.
- II. El hielo seco (CO₂ sólido) a condiciones ambientales puede pasar al estado líquido.
- III. En el punto crítico coexisten en equilibrio el estado sólido, líquido y gaseoso.

Resolución:

- I. Es falso, el gas tiene mayor temperatura que la T_c y el vapor menor temperatura que la T_c.
- II. Es falso, según el diagrama de fases que se ha estudiado, es imposible que el hielo seco pueda pasar a estado líquido (fundirse) a 1 atmósfera de presión y 25°C.
- III. Es falso, en el punto triple, es él que coexisten las fases sólido, líquido y vapor, en equilibrio

Rpta: FFF

Ejemplo 2

Cuando el hielo (en forma de nieve) pasa a la fase vapor y cuando el vapor que se encuentra en el aire pasa a formar escarcha (agua sólida), dichos procesos se denominan respectivamente.

- A) Solidificación y cristalización
- B) fusión y vaporización
- C) sublimación y cristalización
- D) sublimación y solidificación
- E) sublimación y deposición

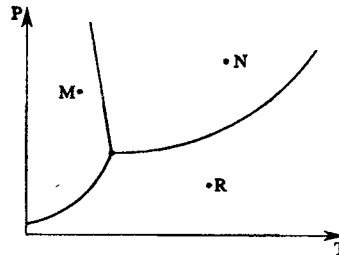
Resolución:

El cambio de fase de sólido a vapor se llama **sublimación** y de vapor a sólido **deposición**.

Rpta: E

Ejemplo 3

Considerando el siguiente diagrama de fases para el H₂O.



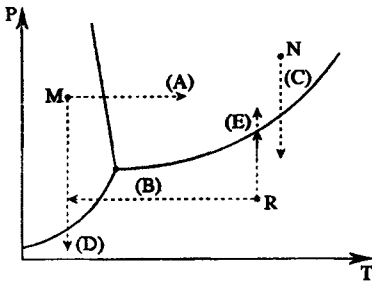
Señalar lo incorrecto

- A) Si partiendo de "M" se eleva la temperatura a presión constante se pasa al estado líquido.
- B) Si partiendo de "R" se disminuye la temperatura a presión constante ocurre la deposición.

- C) Si partiendo de "N" se disminuye la presión a temperatura constante ocurre la vaporización.
 D) Partiendo de "M" sólo con disminuir la presión ocurre la sublimación.
 E) Partiendo de "R" sólo con aumentar la presión es posible hacer sublimar el agua.

Resolución:

En el diagrama veamos cada uno de los procesos mencionados en las alternativas.

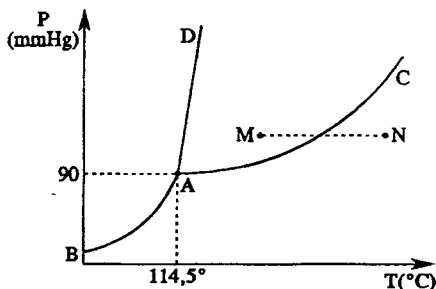


La afirmación incorrecta es la (E), puesto que al llegar a la curva de vaporización se condensa el agua.

Rpta: E

Ejemplo 4

Se tiene el siguiente diagrama de fases para el yodo (I_2)



Señalar la aseveración incorrecta:

- A) Al calentar el yodo sólido por debajo de los 90 mmHg se vaporiza.

- B) Si la presión es superior a los 90 mmHg, al calentar el yodo sólido funde antes de vaporizarse.
 C) Al pasar de "M" a "N" se produce el fenómeno de vaporización.
 D) A lo largo de la curva BA tenemos en equilibrio el yodo sólido y su vapor.
 E) Al calentar el yodo sólido por debajo de 90 mmHg, se sublima

Resolución:

Si calentamos yodo sólido por debajo de 90 mmHg, ocurre la sublimación y no la vaporización.

Rpta: A

Ejemplo 5

Señalar el número de proposiciones incorrectas:

- I. El agua puede hervir a 0°C ó 40°C
- II. Sólo por debajo del punto triple hay sublimación.
- III. Un gas se licua (pasa a fase líquida) por debajo de su presión crítica y por encima de temperatura crítica.
- IV. Se llama condensación y licuación respectivamente, cuando un gas y un vapor pasan al estado líquido.

Resolución

- I. Es verdadero, sólo depende de la presión externa, por ejemplo el agua hierve a 0°C , si la presión externa es de 4,54 mmHg.
- II. Es verdadero, por encima sólo hay fusión y nunca sublimación.
- III. Es falso, un gas se licua si la presión a la que está sometido es igual o mayor a su presión crítica y la temperatura sea igual o menor que su temperatura crítica.
- IV. Es falso, el paso de gas a líquido se llama licuación y el paso de vapor a líquido se llama condensación.

Por lo tanto hay 2 proposiciones incorrectas.

ESTADO SÓLIDO

Introducción

Si tenemos una roca, una manzana, o un clavo, diremos que estamos frente a sustancias en estado sólido, en los que se observan, que presentan forma y volumen definido, con formas geométricas a nivel microscópico.

PROPIEDADES GENERALES DE LOS SÓLIDOS

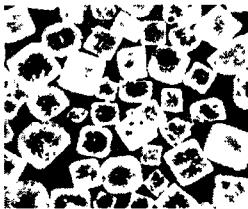
- Poseen forma y volumen definido, independiente del lugar donde se encuentren.
- Son incompresibles, debido a que sus partículas (átomos, moléculas o iones) se encuentran juntos porque predominan las fuerzas de cohesión sobre las fuerzas de repulsión, razón por la que también carecen de fluidez (son rígidos).
- Las partículas sólo poseen movimiento vibratorio en un espacio muy reducido, por lo que su difusión es despreciable (por ejemplo para que se difundan los átomos de un metal en otro en cantidades ínfimas deben estar en contacto y sometido a alta presión, muchos años).
- Los sólidos cristalizan, adoptando formas geométricas definidas (cristales) que son características de cada sustancia química.

TIPOS DE SÓLIDOS

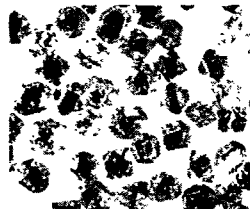
Los sólidos se clasifican en dos grandes grupos: sólidos cristalinos y sólidos amorfos.

Figura 12.5 Se muestra dos tipos de sólidos cristalinos: sólido iónico y sólido covalente.

a) *Cristales de sal común o cloruro de sodio. Es un cristal iónico de color blanco*



b) *Cristales de diamante, una forma alotrópica del carbono. Es un cristal covalente transparente.*



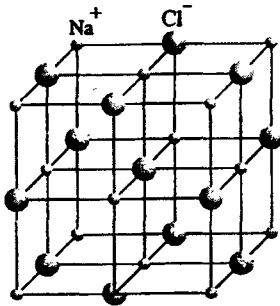
I. Sólidos cristalinos

Son ejemplos de sólidos cristalinos: sal común (NaCl), hielo (agua sólida), grafito (sólido negro que sirve para fabricar lápiz), diamante, azúcar, etc. Si analizamos cuidadosamente cada uno de los ejemplos citados, ¿Qué observamos a simple vista?. Pues tienen formas geométricas definidas (con caras y ángulos bien definidos).

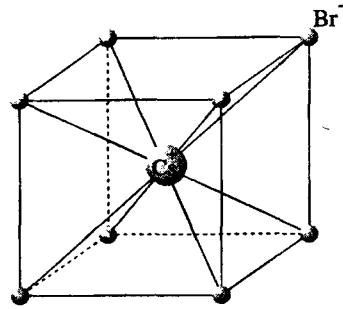
Pero ¿por qué ocurre ello?. Según el estudio realizado con la difracción de los rayos X en sus estructuras internas, se llega a la conclusión que las partículas elementales que lo constituyen (átomos, moléculas o iones) se ordenan muy regularmente en el espacio tridimensional siguiendo un patrón de ordenamiento definido.

A continuación observe usted, cómo las partículas elementales se ordenan internamente en algunos sólidos cristalinos, citados como ejemplos.

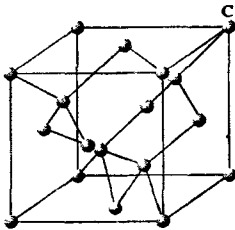
Figura 12.6 Redes cristalinas y celdas unitarias, de algunos sólidos cristalinos.



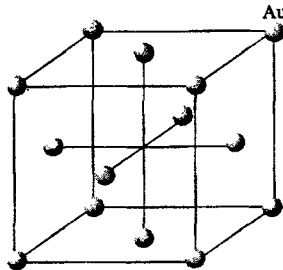
Red de cloruro de sodio (NaCl)



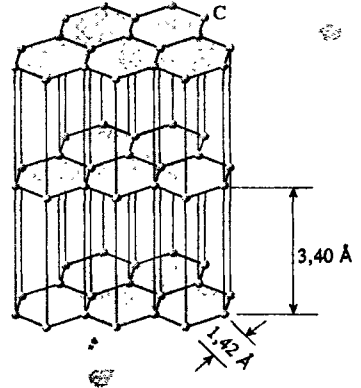
Celda unitaria de bromuro de Cesio (CsBr)



Celda unitaria cúbica del carbono en el diamante



Celda unitaria del oro (Au)



Estructura Hexagonal del grafito (C)


Observación:

Los átomos de carbono en el grafito se distribuyen formando planos hexagonales que se pueden deslizar (por lo que se usan como lubricante sólido).

El conjunto de planos hexagonales están separados a una distancia de $3,4 \text{ \AA}$ y están unidos por fuerzas de Van der Waals.

La longitud de enlace carbono-carbono (C-C) en el grafito es de $1,42 \text{ \AA}$.

La estructura interna de los sólidos cristalinos se estudia en términos de RED CRISTALINA y CELDA UNITARIA (O CELDILLA UNITARIA).

¿Qué es una red cristalina?

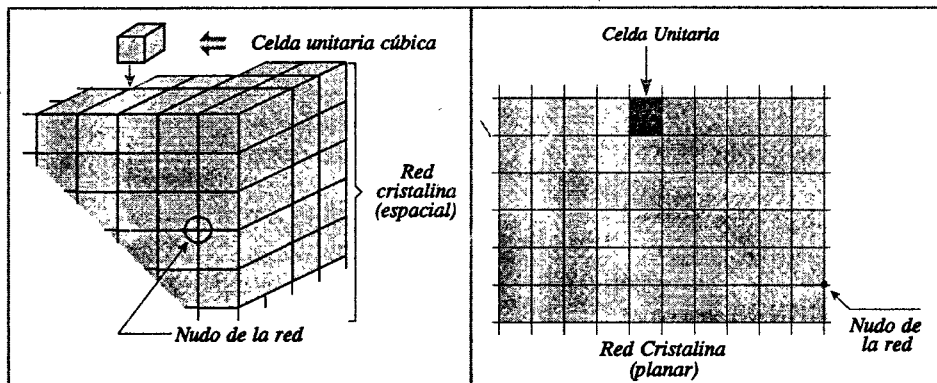
Llamada también retículo espacial, es la configuración o distribución espacial (tridimensional) de las partículas (átomos, moléculas o iones) que conforman un sólido cristalino, generando modelos geométricos regulares.

¿Qué es celda o celdilla unitaria?

Es una celda elemental de un cristal, que representa el modelo geométrico característico de la estructura reticular; debe contener un número entero de partículas (átomos, iones o moléculas) componentes de la red.

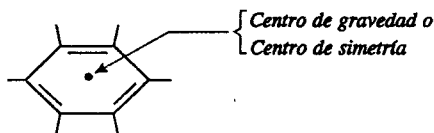
El cristal o red cristalina está constituido por un conjunto de celdas elementales o unitarias ordenados en el espacio tridimensional. Veamos las siguientes ilustraciones para tener una idea clara de los conceptos vertidos.

Figura 12.7 Red cristalina y celda unitaria.



Para diferenciar mejor una red cristalina y una celda unitaria, planteemos una analogía: imagine una pared de ladrillos, la pared es análogo a la red cristalina y cada ladrillo es análogo a la celda unitaria o elemental.

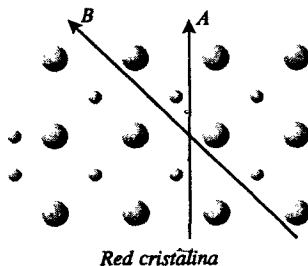
Los **nudos de la red cristalina** no necesariamente contienen partículas (átomos, moléculas o iones), pueden también contener el centro de gravedad de la molécula, como por ejemplo en el benceno sólido:



PROPIEDADES GENERALES DE LOS SÓLIDOS CRISTALINOS

- a) Los sólidos cristalinos son **Anisotrópicos**, significa que ciertas propiedades físicas (conductividad térmica, dureza, resistencia mecánica, refracción de la luz, absorción de la luz, etc.) dependen de la dirección en la que son medidas.

Figura 12.2 La resistencia al corte del sólido cristalino en la dirección "A" es diferente que en la dirección "B".



- b) Los sólidos cristalinos poseen punto de fusión definido.

Tabla 12.2 Temperatura de Fusión de sólidos cristalinos (moleculares, metálicos, iónicos, y covalentes). Los sólidos moleculares poseen los más bajos valores y los sólidos covalentes los más altos.

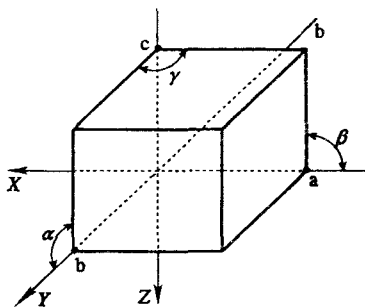
Sólido	Sustancia química	Temperatura de fusión (°C)
Molecular	C ₂ H ₅ OH (etanol)	-115
	H ₂ O (agua)	0
	CO ₂ (dióxido de carbono)	-57
	C ₆ H ₆ (benceno)	5,53
Metálico	Fe (hierro)	1 535
	Pt (platino)	1772
	Au (oro)	1 064
	Li (litio)	186
Iónico	NaCl (cloruro de sodio)	801
	CaO (óxido de calcio)	2580
	Al ₂ O ₃ (óxido de aluminio)	2045
Covalente	C (grafito)	3 600
	C (diamante)	3 730
	SiO ₂ (dióxido de silicio)	1 610

- c) Poseen apariencia externa regular llamado "hábito de cristal".

SISTEMAS CRISTALINOS

Se establece la clasificación de los sistemas cristalinos de acuerdo con las celdas unitarias. La magnitud y la forma de la celda unitaria se determinan por las longitudes de las 3 aristas (a, b, c) y por los ángulos (α , β y γ) que se forman entre éstos ejes.

Ilustración:



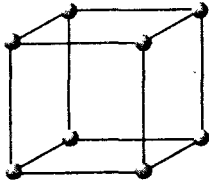
Los cristales que se encuentran en la naturaleza pueden agruparse en 7 sistemas diferentes (ver tabla 12.3). A su vez, en algunos sistemas es posible deducir otras formas de distribución de átomos, moléculas o iones; en total se deducen 14 redes cristalinas o redes de Bravais (deducido por A. Bravais en 1848) que se aprecia en la figura 12.8.

Tabla 12.3 Siete sistemas cristalinos

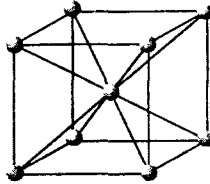
Sistema	Celda unitaria		Ejemplos
	Longitudes	Ángulos	
Cúbico	$a=b=c$	$\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$	NaCl, diamante, Ag, Au, PbS, etc.
Tetragonal	$a=b \neq c$	$\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$	TiO ₂ , Sn, SnO ₂ , KH ₂ PO ₄
Ortorrómico	$a \neq b \neq c$	$\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$	KNO ₃ , S ₈ , K ₂ SO ₄ , BaSO ₄
Monoclínico	$a \neq b \neq c$	$\alpha=\gamma=90^\circ$; $\beta \neq 90^\circ$	As ₂ S ₃ , Na ₂ B ₄ O ₇ , CaSO ₄ ·2H ₂ O (yeso)
Romboédrico	$a=b=c$	$(\alpha=\beta=\gamma) \neq 90^\circ$	CaCO ₃ , As, Bi
Hexagonal	$a=b \neq c$	$\alpha=120^\circ$; $\beta=\gamma=90^\circ$	Grafito, SiO ₂ , Mg, Hielo, Be
Triclínico	$a \neq b \neq c$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$	K ₂ Cr ₂ O ₇ , H ₃ BO ₃ , CuO, CaSO ₄ ·5H ₂ O

Figura 12.9 Catorce Redes Cristalinas o Redes de Bravais (se indican sólo las celdas unitarias)

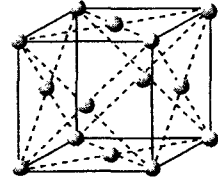
1. Sistema cúbico



Cúbica simple
(c)

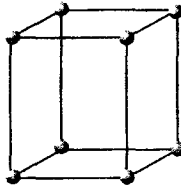


Cúbica de cuerpo
centrado
(cc)

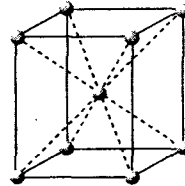


Cúbica de caras
centradas
(ccc)

2. Sistema tetragonal

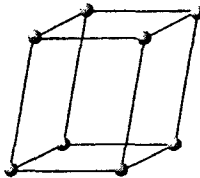


Tetragonal simple

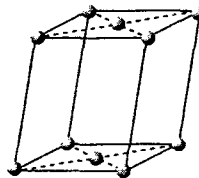


Tetragonal con
centros en el cuerpo

3. Sistema monoclínico

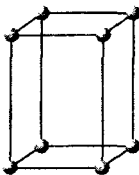


Monoclínica
simple

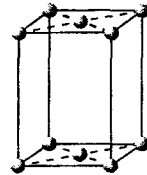


Monoclínica con
centros en la base

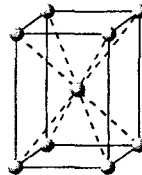
4. Sistema ortorrómbico



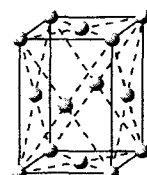
Ortorrómbica
simple



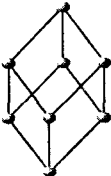
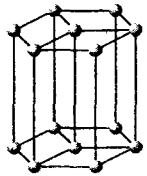
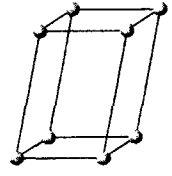
Ortorrómbica con
centros en la base



Ortorrómbica con
centro en el cuerpo

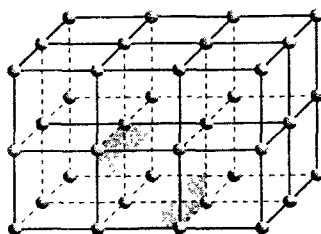


Ortorrómbica con
centro en las caras

<p>5. Sistema romboédrico</p>  <p>Romboédrica</p>	<p>6. Sistema hexagonal</p>  <p>Hexagonal</p>	<p>7. Sistema triclinico</p>  <p>Triclinica</p>
---	---	--

¿Cuántos átomos hay en una celda unitaria de un sistema cúbico?

Analicemos primero el sistema cúbico simple (c)

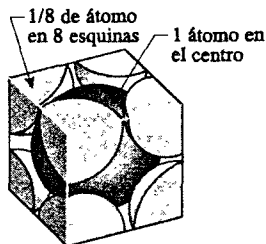


Cúbica simple

Se observa de que en cada vértice del cubo (celda unitaria) hay octava $\left(\frac{1}{8}\right)$ parte del átomo, por lo tanto, en una celda unitaria que tiene 8 vértices hay **1 átomo**:

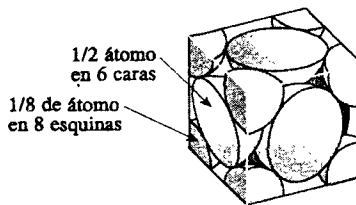
$$\# \text{ átomos} = \frac{1}{8} \times 8 = 1$$

En forma análoga, en las celdas unitarias de cúbica de cuerpo centrado (cc) y de cúbica de caras centradas (ccc) se tiene:



Cúbica centrada en el cuerpo

$$\# \text{ átomos} = \frac{1}{8} \times 8 + 1 = 2$$



Cúbica centrada en las caras

$$\# \text{ átomos} = \frac{1}{8} \times 8 + \frac{1}{2} \times 6 = 4$$

TIPOS DE SÓLIDOS CRISTALINOS SEGÚN LA NATURALEZA DE PARTÍCULAS (ÁTOMOS, IONES O MOLÉCULAS) QUE FORMAN LA RED CRISTALINA Y LAS FUERZAS DE ENLACE

Son principalmente de 4 tipos: iónicos, covalentes, moleculares y metálicos. A continuación tenemos las características de éstos 4 tipos de sólidos cristalinos.

Tipo de cristal		Iónico	Covalente	Molecular	Metálico
Partículas que ocupan los nudos de la red cristalina		Cationes y aniones	Átomos neutros	Moléculas	Cationes metálicos rodeado por "mar de electrones"
Tipo de enlace químico		Enlace iónico	Enlace covalente	Enlaces intermoleculares	Enlace metálico
Ejemplos		NaCl, KCl, Al_2O_3 , CaF_2 , $CuSO_4$, $CaCO_3$	Diamante, grafito, SiO_2 , SiC, AlN	Helio, CO_2 , C_6H_6 , S_8 , Naftaleno, I_2 , etc.	Na, Ca, Mg, Ba, W, etc (todos los metales)
Propiedades	Dureza	Alta dureza	Elevadísima dureza	Baja dureza (son blandos)	Dureza variable
	Fragilidad	Muy frágiles	No son frágiles	Son frágiles	No son frágiles
	Facilidad para sublimación	Muy baja	Muy baja	Alta	Baja
	Presión de vapor (P_v)	Muy baja (no son volátiles)	Muy baja (no son volátiles)	Alto (es volátil respecto a los demás)	Bajo
	Conductividad eléctrica	Malos conductores (fundidos o en solución acuosa son conductores)	Malos conductores (excepto el grafito)	Malos conductores	Buenos conductores
	Punto de fusión	Alto	Muy alto (mayor a $1000^\circ C$)	Bajo	Entre alto y moderado

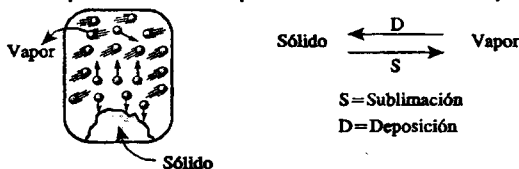
Dureza: Es la resistencia que ofrece un cuerpo material a ser rayado o penetrado por otro. El material más duro es el diamante y el de más baja dureza (el más blando) es el talco. Existen escalas convencionales para medir la dureza como la de Rockwell y el de Brinell.

Fragilidad. Es la propiedad de cuerpos materiales a fraccionarse o romperse por acción de una fuerza como resultado de un golpe o martilleo.

SUBLIMACIÓN Y PRESIÓN DE VAPOR DE SÓLIDOS

La sublimación es el proceso por el cual un sólido pasa directamente a la fase vapor. Algunos sólidos como yodo (I_2), naftalina ($C_{10}H_8$), "hielo seco" (CO_2 sólido) a temperatura ambiental y presión de 1 atmósfera se evaporan sin pasar por el estado líquido, se dice que se subliman, debido a su alta presión de vapor.

La presión de vapor de los sólidos son muy bajas respecto a la presión de vapor de los líquidos y se mide cuando se establece el equilibrio entre los procesos de sublimación y deposición.



Es fácil entender de que el proceso de sublimación depende de las fuerzas de enlace en el estado sólido: si las fuerzas de enlace son muy intensas, el proceso de sublimación será muy lenta y la presión de vapor muy baja; si las fuerzas de enlace son muy débiles, el proceso de sublimación será rápida y la presión de vapor alta.

Una medida indirecta de las fuerzas de enlace en los sólidos es la **ENERGÍA DE SUBLIMACIÓN**, que es la energía necesaria para que las partículas (átomos, iones o moléculas) pasen a la fase vapor.

Tabla 12.4: Energía de sublimación en kJ/mol de algunos sólidos cristalinos.

Cristal	Compuesto	Energía
Iónico	NaCl	759
	LiBr	770,8
	KCl	691,37

Cristal	Sustancia	Energía
Covalente	grafito	717,7
	diamante	715,6
	SiO_2	1814,1

Cristal	Compuesto	Energía
Metálico	K	87,36
	Cu	340,75
	Ag	288,92
	Fe	404,12

Cristal	Sustancia	Energía
Molecular	I_2	62,15
	P_4	54,84
	H_2O	50,78
	CO_2	34,15

En base a la tabla anterior y en términos generales se concluye:

Energía de sublimación: iónico > covalente > metálico > molecular

Fuerza de enlace: iónico > covalente > metálico > molecular

Presión de vapor: iónico < covalente < metálico < molecular

Entonces, los **sólidos moleculares** poseen la **más alta presión de vapor** y los **sólidos iónicos** la **más baja presión de vapor**.

CALOR DE FUSIÓN

Es la cantidad de calor necesaria para fundir un gramo de un sólido en su punto de fusión. El calor molar de fusión (ΔH_f), es la cantidad de calor necesario para fundir 1 mol ($6,022 \times 10^{23}$ partículas) de un sólido en su punto de fusión. Definitivamente, esta energía depende de las fuerzas intermoleculares (fuerzas de enlace entre partículas) en forma directamente proporcional.

Tabla 12.5 Calor de fusión en Joule por gramo y calor molar de fusión de algunas sustancias químicas.

Sólido	Sustancia	Joule/ gramo	kJ/mol
Molecular	C ₂ H ₅ OH	109	5,02
	H ₂ O	334	6,02
	C ₁₀ H ₈	147	18,8
Metálico	Al	397	10,6
	Au	64	12,6
	Ag	105	11,34
	Zn	102	6,63
Iónico	NaCl	519	30,3
	KCl	342,28	25,5
	MgCl ₂	451,73	43,05
Covalente	C(grafito)	1936,6	23,24
	C(diamante)	1925	23,1
	SiC	1002,5	40,1

Como señalamos oportunamente, tanto el calor molar de fusión como la energía de sublimación dependen directamente de las fuerzas entre las partículas del sólido, no es difícil de generalizar la siguiente desigualdad:

$$\Delta H_f: \text{iónicos} > \text{covalentes} > \text{metálicos} > \text{moleculares}$$

ISOMORFISMO Y POLIMORFISMO

Existen muchos compuestos sólidos y un reducido número de formas en que pueden cristalizar. Por lo tanto, no es sorprendente que muchas sustancias tengan la misma estructura cristalina. Las sustancias que tienen igual estructura y forma cristalina se llaman ISOMORFAS. Ejemplo: CaCO₃ (romboédrica) con el NaNO₃.

Una sustancia puede poseer dos o más formas cristalinas, a este fenómeno se denomina POLIMORFISMO

Ejemplo: CaCO₃ (romboédrica) llamada calcita y CaCO₃ (ortorrómbica) llamada Aragonita.

II. Sólidos amorfos

Son aquellos sólidos que en su estructura interna no poseen un ordenamiento regular de sus partículas, es decir, éstos se encuentran desordenados al igual que en el estado líquido, razón por la cual se les denomina "Líquidos superenfriados y rígidos". El vidrio es el prototipo de los sólidos amorfos. Se puede decir de que estos sólidos se han formado por sobreenfriamiento de los líquidos, es decir, al pasar de líquido a sólido, las partículas no encontraron la forma adecuada de organización.

Debido al desorden reinante de las partículas en su estructura interna, poseen propiedades opuestas a los sólidos cristalinos:

- a) No poseen punto de fusión definido, pues conforme se va calentado se ablandan y comienzan a fluir.
- b) Son **ISOTRÓPICOS**, es decir, ciertas propiedades físicas (por ejemplo la conductividad térmica, dureza, resistencia al corte, refracción de la luz, etc) es igual en cualquier dirección en la cual son medidas. Citemos algunos ejemplos de sólidos amorfos: vidrio, plásticos (plexiglas, PVC, etc), jebe (caucho), resinas, brea, barnices, celuloide, madera, etc.

Dentro de la ciencia física, el único estado realmente sólido, es el sólido cristalino.

Ejemplos de aplicación

Ejemplo 1

Respecto a los sólidos, es incorrecto afirmar:

- A) Poseen forma y volumen definido.
- B) Sus partículas elementales (átomos, iones o moléculas) están en completo reposo.
- C) Poseen rigidez.
- D) Se difunden con extraordinaria lentitud.
- E) Son incompresibles.

Resolución:

En estado sólido, las partículas que lo constituyen (átomos, iones o moléculas) poseen movimiento vibratorio en un espacio muy reducido.

Rpta: B

Ejemplo 2

La porción elemental más pequeña de un cristal, compuesta por una unidad estructural que se repite por toda la red se llama:

- A) Molécula
- B) Ion
- C) Átomo
- D) Todas las anteriores
- E) Celda Unitaria

Resolución:

Se sabe que la unidad estructural que se repite a lo largo, ancho y alto de un sólido cristalino es la celda unitaria.

Rpta: E

Ejemplo 3

Respecto a los sólidos:

- I. Los sólidos pueden ser amorfos o cristalinos.
- II. El hábito del cristal es el ordenamiento interno de sus partículas en la red cristalina.
- III. Los sólidos cristalinos son isotrópicos.
- IV. Los sólidos cristalinos poseen punto de fusión y calor de fusión definidos.

Es (son) correcto(s)

Resolución:

- I. Es verdadero, en general los sólidos se clasifican en cristalinos y amorfos.
- II. Es falso, el hábito del cristal es la apariencia física externa de un cristal.
- III. Es falso, los sólidos cristalinos son anisotrópicos.
- IV. Es verdadero, los sólidos cristalinos poseen punto de fusión y calor de fusión definidos.

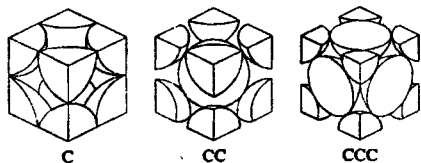
Rpta: I y IV

Ejemplo 4

El cobre, plata y oro, cristalizan en sistema cúbico de caras centradas (CCC). En una celda unitaria de oro ¿Cuántos átomos hay?

Resolución:

Analicemos cuidadosamente las celdas unitarias del sistema cúbico.



En cúbica simple (C), en cada vértice hay $\frac{1}{8}$ de

átomo, en 8 vértices: $\frac{1}{8} \times 8 = 1$ átomo por cada celda unitaria.

En cúbica de cuerpo centrado (CC) hay $\frac{1}{8}$ de

átomo en cada vértice y un átomo en el centro, en total: $\frac{1}{8} \times 8 + 1 = 2$ átomos por cada celda unitaria.

En cúbica de caras centradas (CCC) hay $\frac{1}{8}$ de

átomo en cada vértice, $\frac{1}{2}$ de átomo en cada cara,

en total: $\frac{1}{8} \times 8 + \frac{1}{2} \times 6 = 4$ átomos por cada celda

unitaria.

Si el oro cristaliza en un sistema CCC, entonces tiene 4 átomos por cada celda unitaria.

Ejemplo 5

El potasio (K) cristaliza en sistema cúbico de cuerpo centrado, el manganeso (Mn) en cúbico simple y el cobre (Cu) en cúbico de caras centradas. ¿Cuál de ellos tiene mayor densidad?

Resolución:

Según las celdas unitarias analizadas en el problema anterior, se observa que el más compacto es CCC y el menos compacto es CC aunque posee dos átomos por celda unitaria, presenta mayor espacio interatómico por unidad de volumen, por lo cual es menos compacto y

menos denso que los otros sistemas cúbicos; cuanto más compacto es el ordenamiento de los átomos la densidad es mayor, pues se tiene más masa por unidad de volumen. Luego podemos generalizar.

Densidad: CCC > C > CC

Luego la densidad de Cu > Mn > K

∴ El cobre es el más denso.

Ejemplo 6

Respecto a los sólidos cristalinos es incorrecto afirmar:

- Cristalizan en 7 sistemas.
- En total existen 14 redes cristalinas
- La temperatura de fusión de los sólidos covalentes es el más alto.
- Mayor presión de vapor poseen los sólidos iónicos.
- En los sólidos moleculares existen fuerzas de van der Waals entre sus partículas reticulares

Resolución:

La presión de vapor más alta entre los tipos de sólidos, lo presentan los sólidos moleculares debido a que las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que los enlaces interatómicos, por lo que el proceso de sublimación es mayor.

Rpta: D

Ejemplo 7

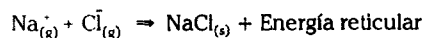
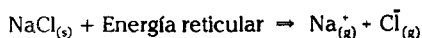
¿Cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta?

- La energía reticular, es aquella que se necesita para disociar un cristal iónico en sus respectivos iones (en fase gaseosa).
- Cuanto más intensa es la fuerza interiónica, más difícilmente se romperá un cristal iónico.
- Cuanto más elevada es la energía reticular, mayor será el punto de fusión del cristal iónico.
- El grado de disolución en agua de un sólido iónico, no está determinado por su energía reticular.
- Los sólidos iónicos son frágiles y de alta dureza.

Resolución:

Como se vio en enlace iónico, capítulo VII, la energía reticular mide la fuerza relativa entre los iones y es directamente proporcional a su temperatura de fusión, inversamente proporcional a su solubilidad en agua y a la fragilidad de un compuesto iónico.

Ejemplo:



Rpta: D

Ejemplo 8

Dada las siguientes aseveraciones:

- I. Los sólidos metálicos poseen punto de fusión entre moderado y alto.
- II. Los sólidos moleculares poseen punto de fusión muy bajo y alta presión de vapor.
- III. Los sólidos iónicos son buenos conductores eléctricos.
- IV. En los sólidos covalentes, las partículas reticulares están unidos por compartición de electrones.

Es (son) verdadero (s)

Resolución:

- I. Es verdadero, generalmente los metales ligeros poseen bajo punto de fusión y los metales pesados alto punto de fusión.
- II. Es verdadero, las moléculas en un sólido molecular están unidos por fuerzas muy débiles (Fuerzas de London o dipolo-dipolo); por lo que, poseen punto de fusión muy bajo y subliman fácilmente generando alta presión de vapor.
- III. Es falso, los sólidos iónicos son malos conductores eléctricos porque los iones carecen de movimiento de traslación.

- IV. Es verdadero, en sólidos covalentes, la unión de partículas es por enlaces covalentes muy fuertes; por lo que, poseen alta dureza, alto punto de fusión y no son frágiles ni quebradizos.

Rpta: I, II y IV

Ejemplo 9

Señale usted el grupo de sólidos que son covalentes

- A) CaO, CsF, H₂O
- B) C₁₀H₈, CO₂, I₂
- C) C(diamante), SiO₂, CSi
- D) Cl₂, O₂, CH₄
- E) Al, Cu, Ag

Resolución

El diamante es un sólido covalente, al igual que sílice (SiO₂) y carburo de silicio (CSi), que son materiales muy duros y malos conductores eléctricos.

Rpta: C

Ejemplo 10

Respecto a los sólidos amorfos, es incorrecto.

- A) No poseen puntos de fusión y ebullición definido.
- B) Son isotrópicos al igual que un líquido o un gas.
- C) Poseen orden de sus partículas, pero de corto alcance.
- D) Es el prototipo de sólido dentro de la ciencia física.
- E) El corcho, plexiglas, brea, vidrio, etc. son ejemplos de sólidos amorfos.

Resolución:

En el curso de física, hablar de sólido es hablar de sólido cristalino, ya que los sólidos amorfos no tiene mayor importancia, son considerados líquidos superenfriados.

Rpta: D

Ejemplo 11

Clasificar como metálico, molecular, iónico o de red covalente a un sólido que:

- I. Funde por debajo de 100°C, es un líquido no conductor.
- II. Conduce la electricidad en estado sólido.
- III. Disuelto en agua, forma una solución conductora.
- IV. Poseen alta dureza e insoluble en agua.

Resolución:

- I. Si un sólido tiene punto de fusión bajo y en estado líquido no conduce electricidad, entonces debe ser **sólido molecular**.
- II. Un sólido que conduce la electricidad a condiciones ambientales, es un **sólido metálico**.
- III. Los sólidos solubles en agua y al formar una solución conduce la electricidad, son los **sólidos iónicos**.
- IV. Los sólidos que poseen alta dureza y son insolubles en H₂O, son los **sólidos covalentes**

Ejemplo 12

La celdilla unitaria del tungsteno es cúbica centrada en el cuerpo. El radio atómico del tungsteno es 0,136 nm. Calcular el volumen de la celdilla unitaria.

Resolución:

Si el tungsteno cristaliza en CC, entonces posee

$\frac{1}{8} \times 8 + 1 = 2$ átomos por cada celdilla unitaria. El

volumen de la celdilla unitaria será igual al volumen de los 2 átomos considerados como esferas:

$$V = 2 \times \frac{4}{3} \pi r^3$$

$$V = 2 \times \frac{4}{3} \times 3,14 \times (0,136 \times 10^{-9} \text{m})^3$$

$$V = 2,15 \times 10^{-29} \text{m}^3 = 2,15 \times 10^{-23} \text{cm}^3$$

Ejemplo 13

¿Cuál de cada uno de los siguientes pares de sólidos tiene la mayor energía de cohesión?

- I. Br₂, I₂
- II. NH₃, PH₃
- III. SO₂, SiO₂
- IV. KF, MgO

Resolución:

La energía de cohesión es proporcional al calor molar de sublimación y a la temperatura de fusión, que varía en términos generales así:

Iónico > covalente > metálico > molecular

Luego, como los compuestos KF y MgO son iónicos, poseen mayor energía de cohesión.

Rpta: IV

Ejemplo 14

Ordenar según su temperatura de fusión a los siguientes sólidos:

- I. C₁₀H₈
- II. SiO₂
- III. LiCl
- IV. Ca

Resolución:

- I. C₁₀H₈, es sólido molecular
- II. SiO₂, es sólido covalente
- III. LiCl, es sólido iónico
- IV. Ca, es sólido metálico.

En base al incremento de su temperatura fusión tenemos: I < IV < III < II

Ejemplo 15

Ordenar en forma decreciente a su presión de vapor a los siguientes sólidos:

- I. I₂
- II. CSi
- III. CaO

Resolución:

- I. I₂, es sólido molecular
- II. CSi, es sólido covalente
- III. CaO, es sólido iónico

∴ Pv: I > II > III

ESTADO LÍQUIDO

PROPIEDADES GENERALES DE LOS LÍQUIDOS

a. A nivel submicroscópico o molecular

1. Entre sus moléculas existe un equilibrio entre las fuerzas de repulsión (F_r) y las fuerzas de cohesión (F_c): $F_r = F_c$
2. Poseen gran movimiento molecular: vibración y deslizamiento, por lo que poseen desorden molecular.
3. Presentan un **orden molecular de corto alcance**, es decir, que en las cercanías de una molécula existe un cierto orden con las moléculas adyacentes, así lo demuestran los experimentos con rayos X.
4. La energía cinética molecular media depende de la temperatura en forma directamente proporcional; por lo tanto, a mayor temperatura es mayor la energía cinética de las moléculas.
5. La entropía (grado de desorden molecular) es menor que en un gas y mayor que en un sólido. Como señalamos anteriormente en este capítulo, el término "molécula" se utiliza para referirnos al átomo, ion o molécula propiamente dicha.



Los líquidos adoptan la forma del recipiente que lo contiene, lo que demuestra de que sus partículas constitutivas poseen una gran movilidad.

b. A nivel macroscópico

1. Los líquidos poseen volumen definido y forma variable (adoptan la forma del recipiente que lo contiene).
2. Son isotrópicas, puesto que las propiedades físicas (mecánicas, eléctricas, ópticas, etc) es igual en cualquier dirección en que se midan.
3. Es un estado intermedio entre un sólido cristalino y un gas.
4. La compresibilidad es extremadamente pequeña, porque existe espacio muy pequeño entre sus moléculas. Con fines técnicos o prácticos se consideran incompresibles.
5. El proceso de vaporización (paso de líquido a vapor) es más fácil que el proceso de sublimación (paso de sólido a vapor) de los sólidos.
6. Los líquidos poseen fluidez, es decir, fluyen debido a una diferencia de presiones, lo que demuestra una gran movilidad de sus moléculas; por lo tanto, se les llaman "fluidos", al igual que los gases.

PROPIEDADES INTENSIVAS
1. Presión de vapor de un líquido.

Usted, habrá observado, que cuando el agua hierve en un recipiente cerrado (olla o tetera), la tapa se mueve de abajo hacia arriba, ¿a qué se debe este fenómeno?. La respuesta es simple, se debe a la presión de vapor de agua.

Antes de definir presión de vapor, veamos como ocurre el fenómeno de evaporación: ciertas moléculas superficiales de un líquido poseen mayor energía cinética que las moléculas interiores, por lo que abandonan fácilmente la fase líquida para pasar a la fase gaseosa (vapor). Este proceso se ve favorecido directamente por la temperatura, la superficie libre del líquido y la presión de vapor del líquido: a mayor temperatura, mayor es el número de moléculas que se evapora, debido al aumento de su energía cinética; a mayor superficie libre, habrá mayor número de moléculas con energía cinética suficiente para abandonar el estado líquido y pasar a la fase vapor; y a mayor presión de vapor de líquido es más fácil el proceso de evaporación.

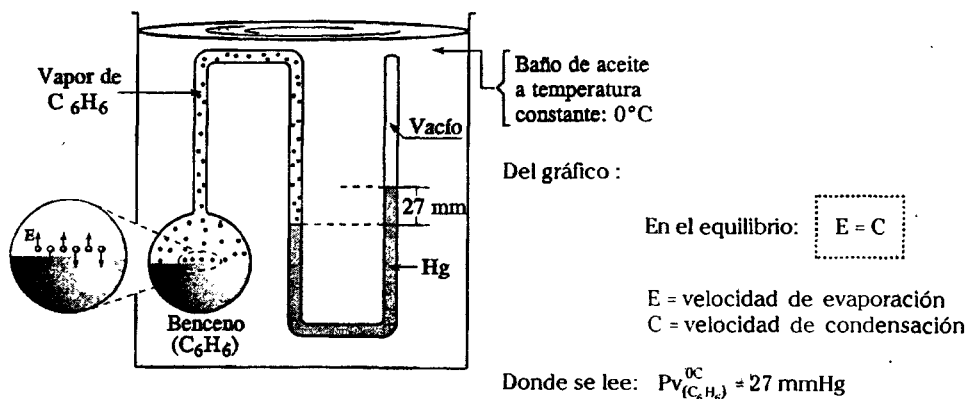
¿Qué es la presión de vapor de un líquido o tensión de vapor (Pv)?

Es la máxima presión que ejerce el vapor de un líquido a cierta temperatura, una vez que se haya establecido el equilibrio dinámico entre los fenómenos de evaporación y condensación. Esta presión se origina debido al choque incesante de las moléculas en fase vapor contra las paredes del recipiente que lo contiene.

La presión de vapor de un líquido determinado, sólo depende de la temperatura y no de la cantidad de líquido, por lo que es una propiedad intensiva.

Existen muchos métodos para medir la presión de vapor de los líquidos, veamos uno de ellos:

Figura 12.10 Determinación de la presión de vapor de un líquido mediante un tubo de vidrio graduado llamado manómetro.



Como el número de moléculas que se evapora y condensa son iguales, el número de moléculas en fase vapor es constante y ejerce una presión máxima a cierta temperatura (para la ilustración es 0°C).

Si elevamos la temperatura a 25°C, el manómetro registrará un desnivel en el mercurio de 94,4 mm, entonces afirmaremos que:

$$P_v^{25^\circ\text{C}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 94,4 \text{ mmHg o } 94,4 \text{ Torricelli}$$

Análogamente, si la temperatura se eleva a 100°C, el manómetro registrará un desnivel de mercurio igual a 136 mmHg; o 1 360 mmHg; por lo tanto, afirmaremos:

$$P_v^{100^\circ\text{C}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 1\,360 \text{ mmHg}$$

Tabla 12.6: Presión de vapor (en mmHg) de algunos líquidos a diferentes temperaturas

Líquido	0°C	25°C	50°C	75°C	100°C
Agua	4,6	23,76	92,5	289	760
Benceno (C ₆ H ₆)	27	94,4	271	644	1 360
Metanol (CH ₃ OH)	29,7	122	404	1 126	1 848
Éter etílico (C ₄ H ₁₀ O)	185	470	1 325	2 680	4 859
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	12,2	61,35	222,2	677,4	1693,3
Acetona (CH ₃ COCH ₃)	46,4	233,6	612,6	1406	2789,2
Tetracloruro de carbono (CCl ₄)	33	117	317	732,5	1463

Los líquidos que se evaporan fácilmente a temperatura ambiental se llaman **líquidos volátiles**, que se caracterizan debido a que poseen **alta presión de vapor** y **baja entalpía de vaporización**, debido a que sus enlaces intermoleculares son muy débiles. Ejemplo el Éter etílico.

Los líquidos que poseen **baja presión de vapor** y **alta entalpía de evaporización** son no **volátiles**, esto se debe a que las fuerzas intermoleculares son muy intensas o fuertes.

Tabla 12.7 Presión de vapor de H₂O a diferentes temperaturas.

Temperatura °C	Presión, mmHg	Temperatura °C	Presión, mmHg
-10	2,15	23	21,07
1	3,16	24	22,39
2	4,58	25	23,76
3	6,03	26	25,21
4	7,29	27	26,74
5	8,69	28	28,35
6	10,10	29	30,04
7	11,54	30	31,82
8	13,01	35	42,18
9	14,51	40	55,32
10	16,04	45	71,88
11	17,61	50	92,51
12	19,21	55	118,04
13	20,84	60	149,38
14	22,52	65	187,54
15	24,23	70	233,70
16	26,01	75	289,10
17	27,83	80	355,10
18	29,71	85	433,60
19	31,63	90	525,76
20	33,61	95	633,90
21	35,63	100	760,00
22	37,71	105	906,07
		110	1024,56
		115	1267,98

Calor molar de vaporización o entalpía de vaporización (ΔH_v). Es la cantidad de calor necesario para vaporizar 1 mol-g de un líquido en su punto de ebullición a presión constante.

Ejemplo:

¿Cuál es la cantidad de calor que se necesita para vaporizar 180 gramos de H₂O, si $\Delta H_v = 40,6 \text{ kJ/mol}$?

Resolución:

El número de mol-gramo de H₂O es: $n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{180 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 10 \text{ mol-g}$

Como el calor de vaporización del H₂O es: $\Delta H_v = 40,6 \text{ kJ/mol-g}$

La cantidad de calor necesario para 10 mol-g es: $Q_v = \Delta H_v \times n = 40,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 10 \text{ mol} = 406 \text{ kJ}$

Calor latente de vaporización. Es la cantidad de calor necesario para vaporizar completamente un kilogramo de un líquido, en su temperatura de ebullición. Esta magnitud es directamente proporcional a la intensidad de las fuerzas intermoleculares.

Ejemplo aplicativo

El calor latente de vaporización del agua es 2 254 kJ/kg.

¿Qué cantidad de calor se debe suministrar a 100°C para convertir totalmente en fase vapor a medio kilogramo de agua líquida?

Resolución:

Por definición de calor latente de vaporización y dato del problema plantemos una regla de tres simple:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ kg} \text{ --- } 2\,254 \text{ kJ} \\ 0,5 \text{ kg} \text{ --- } Q \end{array} \right\} Q = 1127 \text{ kJ}$$

2. Temperatura de ebullición (Teb)

La temperatura de ebullición de un líquido, es la temperatura a la cuál hierve dicho líquido, esto es cuando su presión de vapor es igual a la presión externa aplicada sobre su superficie libre. Cuando un líquido hierve, en cualquier parte interior del líquido se origina vapor que escapa formando burbujas.

Si la vaporización ocurre sólo en la **superficie libre** se llama **evaporación** y si lo hace **en toda su masa** se llama **ebullición**.

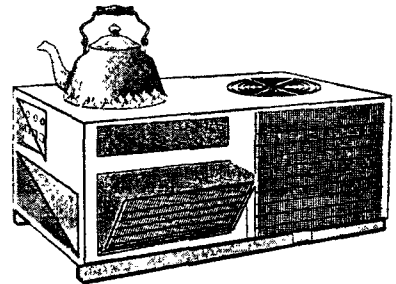
En conclusión, en el punto de ebullición se cumple:

$$P_{\text{vapor}} = P_{\text{externa}}$$

Durante la ebullición la temperatura del líquido permanece constante hasta que todo el líquido se vaporice. Por lo tanto, un líquido puede hervir o ebullición a cualquier temperatura, pues sólo depende de la presión externa.

Temperatura de ebullición normal, es aquella temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es exactamente igual a la presión atmosférica normal (1 atmósfera o 760 mmHg).

Así por ejemplo la temperatura de ebullición normal del agua es 100°C porque a dicha temperatura su presión de vapor es 760 mmHg, que es exactamente igual a la presión atmosférica normal (760 mmHg).

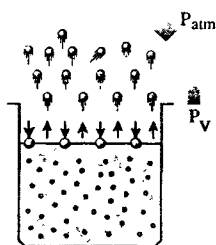


El agua hierve a 96,2°C en la ciudad de Huánuco porque en dicho lugar la presión atmosférica es 634 mmHg, que es exactamente igual a $P_{\text{vapor}}^{95^\circ\text{C}}$ (634 mmHg)

Tabla 12.8 Temperatura de ebullición normal, entalpía de vaporización molar y calor latente de vaporización de ciertos líquidos

Sustancia	Temperatura de ebullición (°C)	ΔH_v (kJ/mol)	Calor latente de vaporización (KJ/kg)
Agua	100	40,6	2 254
Metanol (CH_3OH)	64,7	38,0	1 100
Éter etílico ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$)	34,6	26,0	351
Ácido acético (CH_3COOH)	118,3	24,3	405
Acetona (CH_3COCH_3)	56,1	30,2	521
Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)	78,4	39,28	854
Benceno	80,2	30,8	395
Disulfuro de carbono (CS_2)	46,3	26,75	352
Tetracloruro de carbono (CCl_4)	76,8	29,87	194
Cloroformo (CHCl_3)	61,5	29,5	247
Ácido nítrico (HNO_3)	83	30,28	480,7
Ácido sulfúrico (H_2SO_4)	338	50,04	510,7

Tabla 12.9 Variación de la temperatura de ebullición del agua con la altitud respecto al nivel del mar



Ebullición del agua

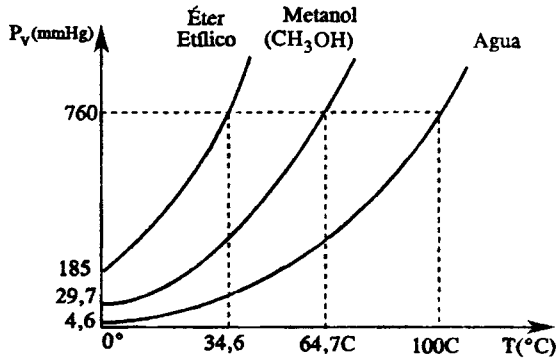
Lugar	Altitud (S.N.M.)	$P_{atm} = P_v$	Punto de Ebullición
Callao	0 m	760 mmHg	100°C
Huánuco	1 220 m	662 mmHg	96,2°C
La Paz	3 400 m	487 mmHg	88°C
Monte Everest	8 882 m	344 mmHg	72°C

Como puede apreciarse en la tabla, la temperatura de ebullición disminuye conforme aumenta la altitud sobre el nivel del mar (S.N.M.), esto se debe a que la presión atmosférica disminuye con la altitud.

Si la presión externa aumenta, como se logra artificialmente en las ollas a presión, la temperatura de ebullición del agua aumenta ($T_{eb} > 100^{\circ}\text{C}$); por lo tanto, la velocidad de cocción de los alimentos aumenta, disminuyendo el tiempo de cocción (los alimentos se cocinan con mayor rapidez es decir en menos tiempo).

Si la presión externa disminuye (se logra artificialmente, practicando el vacío) entonces la temperatura de ebullición también disminuirá sustancialmente. Por ejemplo, si la presión externa es de 23,8 mmHg, el agua hierve a 25°C , porque a esta temperatura la presión de vapor es exactamente 23,8 mmHg (Ver tabla 12.7).

Gráfica 12.4: Variación de presión de vapor con la temperatura y puntos de ebullición normal para tres líquidos.



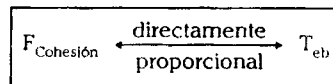
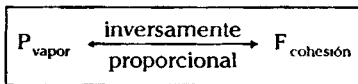
De la gráfica, observamos:

1. La presión de vapor, a cualquier temperatura cumple la relación: éter etílico > metanol > H_2O
2. La temperatura de ebullición normal: éter etílico < metanol < H_2O
 (34,6°C) (64,7°C) (100°C)

Como **conclusión general**, podemos señalar: los líquidos que poseen altas presiones de vapor tienen bajas temperaturas de ebullición.

En el proceso de evaporación, la **presión de vapor** y la **temperatura de ebullición**, ¿cómo se relacionan con las fuerzas intermoleculares?. Si las fuerzas intermoleculares de cohesión (enlaces intermoleculares) son débiles (o menores) mayor será el número de moléculas que pasan a la fase vapor, por lo tanto mayor será su presión de vapor y menor su temperatura de ebullición. Por lo contrario, si las fuerzas de cohesión son mayores (o grandes, como el enlace puente de hidrógeno) menor será el número de moléculas que pasan a la fase vapor; por lo tanto, su presión de vapor también será menor y mayor su temperatura de ebullición.

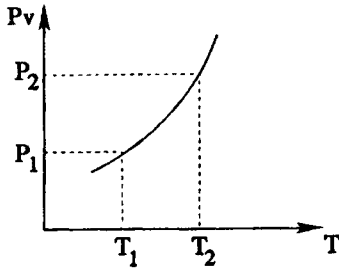
En general tendremos entonces:



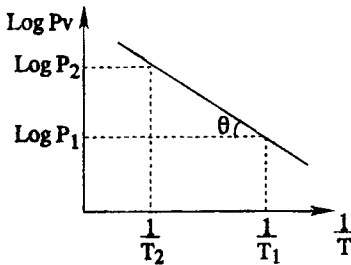
De la gráfica 12,4 también concluimos que la fuerza de cohesión: éter etílico < metanol < H_2O

ECUACIÓN DE CLAUSIUS-CLAPEYRON Relaciona el calor molar de vaporización y la variación de presión de vapor de P_1 a P_2 , cuando la temperatura varía de T_1 a T_2 (en K).

A partir de la gráfica 12.4, analicemos el caso de una sustancia líquida:



Como es una función exponencial, no es adecuado para un fácil estudio, por lo que se hacen las siguientes variaciones:



Como la recta tiene una pendiente negativa,

$$\text{luego: } \operatorname{tg}\theta = \frac{\operatorname{Log} P_2 - \operatorname{Log} P_1}{\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}};$$

$$\text{pero } \operatorname{tg}\theta = \frac{\Delta H_v}{2,303 R}$$

Ordenando, se obtiene la denominada ecuación de Clausius - Clapeyron:

$$\log \left(\frac{P_2}{P_1} \right) = \frac{\Delta H_v}{2,303 R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Donde:

$$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

ΔH_v = Calor molar de vaporización a la

temperatura de ebullición normal del líquido. Este valor varía muy poco con la temperatura, pero si se requiere cálculos más precisos es necesario conocer el ΔH_v para cada temperatura dada.

La ecuación de Clausius-Clapeyron se emplea básicamente para tres tipos de cálculos:

1. Predecir la presión de vapor de un líquido a una determinada temperatura.
2. Determinar la temperatura a la cual el líquido tiene una presión de vapor específica.
3. Calcular ΔH_v a partir de la determinación de presiones de vapor a distintas temperaturas.

Ejemplo

El punto de ebullición normal del alcohol etílico es de $78,4^\circ\text{C}$ y su calor molar de vaporización es de $39,3 \text{ kJ/mol}$. ¿A qué temperatura la presión de vapor de metanol será 234 mmHg ?

$$\text{Dato adicional: } \log \left(\frac{234}{760} \right) = -0,51$$

Resolución:

Se debe recordar que la presión atmosférica normal (presión atmosférica a nivel de mar) es igual a 760 mmHg

$$T_1 = 78,3^\circ\text{C} + 273 = 351,3 \text{ K}$$

$$P_2 = 234 \text{ mmHg}$$

$$P_1 = 760 \text{ mmHg}$$

$$T_2 = ?$$

$$\Delta H_v = 39,3 \text{ kJ/mol.}$$

Aplicando la ecuación de Clapeyron - Clausius

$$\log \left(\frac{P_2}{P_1} \right) = \frac{\Delta H_v}{2,303 R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\log \left(\frac{234}{760} \right) = \frac{39,3 \times 10^3 \text{ J/mol}}{2,303 \times 8,314} \left(\frac{1}{351,3} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\text{Efectuando y despejando: } T_2 = 323 \text{ K} = 50^\circ\text{C}$$

3. Viscosidad (μ).

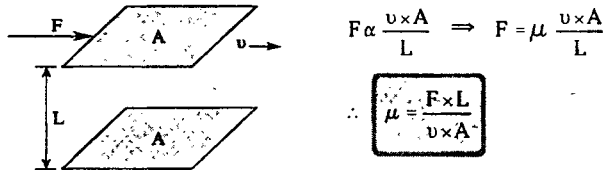
Llamada también fricción interna, indica la resistencia de un fluido, a fluir (deslizarse) o también la resistencia de un fluido, al movimiento de los cuerpos en su interior; en forma estricta, la medida de la resistencia que ofrece una cierta capa de un fluido (en este caso líquido) a que otra capa adyacente fluya o se deslice sobre ella.

La viscosidad de los líquidos depende de las fuerzas de cohesión (enlaces intermoleculares), forma y tamaño de las moléculas.

Aunque la viscosidad es una propiedad general de la materia, se manifiesta de un modo especial en los líquidos. Los mínimos valores de viscosidad se da en los gases y los máximos valores en los sólidos; por lo tanto, podemos generalizar de la siguiente manera:

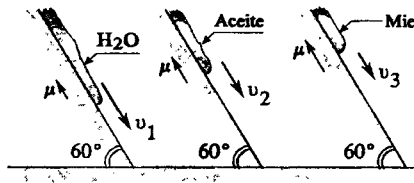
$$\mu_{\text{gas}} < \mu_{\text{líquido}} < \mu_{\text{sólido}}$$

Imagínese dos capas adyacentes de un líquido de área o superficie "A", separados una distancia "L". Una de las capas (superior, en la figura) se desliza con una fuerza "F" a una rapidez o velocidad "v":



Esta última relación nos muestra claramente que la viscosidad es directamente proporcional a la fuerza aplicada para provocar el deslizamiento de una capa sobre la otra y a la distancia entre las capas, e inversamente proporcional a la velocidad de deslizamiento (fluidez) y al área de las capas adyacentes.

Figura 12.11 Comparación de la fluidez y viscosidad de tres líquidos.



Fluidez: H₂O > aceite > miel

Viscosidad: miel > aceite > H₂O

La fluidez es la rapidez con que se desliza una cierta capa sobre otra, de un fluido. Es evidente que la fluidez y la viscosidad son inversamente proporcionales.

Unidades de viscosidad

$$\text{En sistema c.g.s.} \Rightarrow \frac{\text{g} \times \text{cm} / \text{s}^2 \times \text{cm}}{\frac{\text{cm}}{\text{s}} \times \text{cm}^2} = \frac{\text{g} / \text{s}}{\text{cm}} = \text{Poise (p)}$$

$$\text{En sistema Internacional} \rightarrow \frac{\text{kg} \times \text{m/s}^2 \times \text{m}}{\frac{\text{m}}{\text{s}} \times \text{m}^2} = \frac{\text{kg/s}}{\text{m}}$$

Se observa que las unidades de viscosidad son unidades de flujo másico (g/s o kg/s) por unidad de longitud (cm o m). La unidad que se emplea es el Poise, en honor a Henri Poiseuille; la unidad Poise es muy grande para la mayoría de líquidos y gases, entonces se emplean submúltiplos de Poise, como centipoise (cp), milipoise (mp), micropoise (μp), etc.

$$1\text{cp} = 10^{-2}\text{p} ; 1\text{mp} = 10^{-3}\text{p} ; 1\mu\text{p} = 10^{-6}\text{p}$$

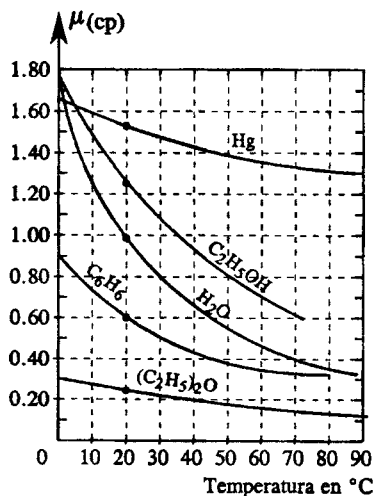
Tabla 12.10 Coeficiente de viscosidad de algunos líquidos y gases en centipoise (cp), a 20°C y 1 atm de presión.

Sustancia	Viscosidad
Agua (H ₂ O)	1,00
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	1,25
Benceno (C ₆ H ₆)	0,60
Cloroformo (CHCl ₃)	0,70
Tetracloruro de carbono (CCl ₄)	1,329
Mercurio (Hg)	1,58
Éter etílico (C ₄ H ₁₀ O)	0,284
Ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄)	19
Glicerol (CH ₂ OHCH ₂ OH)	954
Oxígeno (O ₂)	0,0192
Metano (CH ₄)	0,012
Nitrógeno (N ₂)	0,0166
Anhídrido carbónico (CO ₂)	0,0138

Variación de la viscosidad con la temperatura

Al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética de las moléculas; por lo tanto, fluyen con más facilidad debido a que la viscosidad disminuye.

Gráfica 12.5 Variación de la viscosidad con la temperatura para algunos líquidos



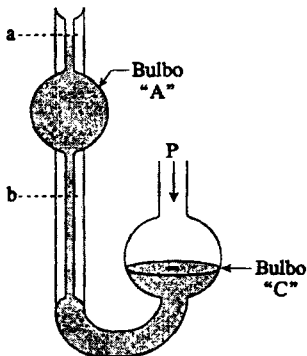
De la gráfica anterior planteamos la siguientes conclusiones:

1. La viscosidad (μ) tiene relación inversa a la temperatura.
2. El más viscoso es el mercurio (Hg).
3. El etanol (C₂H₅OH) es más viscoso que el H₂O.
4. El éter etílico, (C₂H₅)₂O, es el menos viscoso; por lo tanto, tiene mayor fluidez.

Viscosímetro de Ostwald

Sirve para medir la viscosidad de líquidos poco viscosos, para ello se toma como base un líquido patrón cuya viscosidad se conoce (generalmente es el agua).

Procedimiento:



1. Una vez llenado el bulbo "C" con un líquido "L", aplicando una cierta presión "P" (con una pera de goma) se le hace subir por la otra rama hasta la marca calibrada "a".
2. Se toma un cronómetro para medir el tiempo que demora en fluir el líquido desde "a" hasta "b", t_L , sólo por acción de la gravedad. Previamente el bulbo "C" debe haberse dejado abierto.
3. La operación se repite con el agua, análogamente se toma el tiempo de flujo entre las marcas "a" y "b", t_{H_2O} .

Luego se emplea la siguiente fórmula

$$\frac{\mu_L}{\mu_{H_2O}} = \frac{\rho_L \times t_L}{\rho_{H_2O} \times t_{H_2O}}$$

Donde: ρ_L = densidad de líquido "L"

$\rho_{H_2O} = 1 \text{ g/cm}^3$ y $\mu_{H_2O} = 1 \text{ cp}$

Entonces la fórmula se reduce a:

$$\mu_L = \rho_L \left(\frac{t_L}{t_{H_2O}} \right)$$

El viscosímetro de Ostwald, debe mantenerse a temperatura constante, en un baño de líquido (llamado también **baño María**)

A la viscosidad, μ , se suele llamar también **índice** o **coeficiente de viscosidad**.

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

A 20°C, la densidad del nitrobenzono es de 1,2 g/ml y el tiempo de flujo en el viscosímetro de Ostwald es de 134 segundos. Para el agua, en el mismo viscosímetro, el tiempo de flujo fue de 80 segundos. Asumir 1g/mL la densidad del H₂O a 20°C. Se pide calcular el índice de viscosidad del nitrobenzono.

Resolución:

Sea L = Nitrobenzono

Datos: $\rho_L = 1,2 \text{ g/ml}$ $t_L = 134 \text{ s}$

$t_{H_2O} = 80 \text{ s}$ $\mu_L = ?$

$$\mu_L = \rho_L \left(\frac{t_L}{t_{H_2O}} \right) = 1,2 \left(\frac{134}{80} \right) = 2,01 \text{ cp}$$

Ejemplo 2

A 20°C, utilizando el viscosímetro de Ostwald, se encontró para el benceno, un tiempo de flujo de 183s. A esta temperatura, la densidad y viscosidad del benceno son respectivamente, 0,88 g/ml y $0,67 \times 10^{-3} \text{ kg.m}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Al realizar el experimento con alcohol etílico, el tiempo de flujo fue de 378s. Si la densidad del alcohol es 0,79g/ml a 20°C ¿Cuál es el coeficiente de viscosidad del alcohol etílico?.

Resolución:

Sea: Benceno = A ; Alcohol = B

$t_A = 183 \text{ s}$

$\mu_A = 0,67 \times 10^{-3} \text{ kg.m}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} <> 0,67 \text{ cp}$

$\rho_A = 0,88 \text{ g/ml}$

$t_B = 378 \text{ s}$

$\rho_B = 0,79 \text{ g/ml}$ $\mu_B = ?$

La relación general de viscosidades, para dos

líquidos es: $\frac{\mu_A}{\mu_B} = \frac{\rho_A \times t_A}{\rho_B \times t_B}$

$$\Rightarrow \mu_B = \frac{\mu_A \times \rho_B \times t_B}{\rho_A \times t_A} = \frac{0,67 \times 0,79 \times 378}{0,88 \times 183}$$

$$\mu_B = 1,24 \text{ cp}$$

4. Tensión superficial (γ).

Usted habrá observado alguna vez los siguientes hechos: (1) un insecto, como el zancudo, camina sobre la superficie de aguas tranquilas; (2) una aguja limpia, colocada horizontalmente con cierto cuidado, no se hunde, permanece flotando; (3) las gotas de un líquido adoptan siempre la forma esférica. ¿A qué se deben estos hechos? Se debe al fenómeno llamado **tensión superficial**, que poseen todos los líquidos. Además los siguientes hechos que se observan en la vida diaria está relacionado con la tensión superficial:

- La formación de espumas (cerveza, jabón, etc)
- El que los patos no mojen sus plumas mientras nadan
- La capilaridad, fenómeno que permite a las plantas llevar agua desde las raíces hasta la parte mas alta del tallo y ramas.
- El que los adhesivos y pegamentos lleven a cabo eficientemente su función.

La tensión superficial, es la medida de la fuerza elástica por unidad de longitud que actúa en la superficie de un líquido.

$$\gamma = \frac{F}{L}$$

Donde : F = fuerza de la película elástica
L = longitud del borde de la película

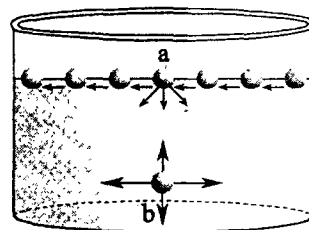
Unidades : $\frac{N}{m}$; $\frac{\text{dina}}{\text{cm}}$

¿Cómo surge esta fuerza elástica?

Debido a las fuerzas de cohesión, que actúan con dirección hacia el interior del líquido sobre las moléculas superficiales (ver figura 12.11), surge una película elástica en la superficie, la cual trata que el área superficial sea mínima. El fenómeno descrito lo detallamos en la siguiente figura

Figura 12.12 Surgimiento de la tensión superficial

- a. Sobre las moléculas superficiales actúan fuerzas netas de cohesión hacia adentro. Esta fuerza jala las moléculas de la superficie para llevarlas al interior y así reducir el área superficial y lograr una área mínima (la esfera es la forma que tiene el área superficial mínima para un volumen dado).
La fuerza hacia adentro también hace que las moléculas de la superficie se empaqueten más juntas, por lo que el líquido se comporte como si tuviera una piel o película elástica.
- b. Las moléculas interiores están sujetas a fuerzas de cohesión equilibradas, por lo que la fuerza resultante es cero (nula) y no surge tensión superficial en el interior del líquido.



Otra forma equivalente de definir la tensión superficial es:

Medida de la energía (o trabajo) necesaria para estirar o alargar la película elástica por unidad de área.

$$\gamma = \frac{W}{A}$$

Unidades: $\frac{\text{Ergios}}{\text{cm}^2}$; $\frac{\text{Joule}}{\text{m}^2}$

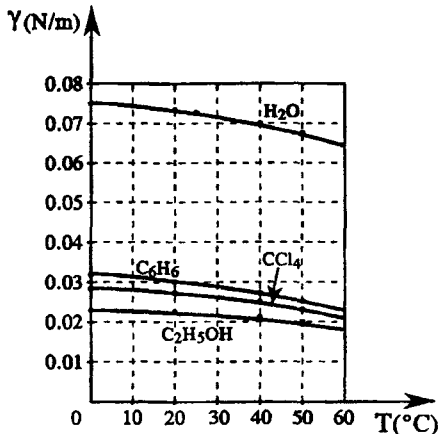
Tabla 12.11 Tensión superficial de algunos líquidos a 20°C

Líquido	γ (dina/cm)
Agua, H ₂ O	72,75
Acetona, CO(CH ₃) ₂	23,7
Éter metílico, (CH ₃) ₂ O	17,0
Benceno, C ₆ H ₆	28,9
Tetracloruro de carbono, CCl ₄	26,7
n - octano, C ₈ H ₁₈	21,8
Ácido acético, CH ₃ COOH	27,6
Nitrobenzono, C ₆ H ₅ NO ₂	41,8
Etanol, C ₂ H ₅ OH	22,3
Metanol, CH ₃ OH	22,6
n - hexano, C ₆ H ₁₄	18,4

Factores que afectan la tensión superficial

1. Las sustancias tensoactivas (como por ejemplo el jabón y el detergente) disminuyen la tensión superficial del agua, de ese modo se ve favorecida el proceso de lavado. El jabón disminuye la tensión superficial del agua, de 72 dina/cm a 30 dina/cm, a 25°C.
2. Las sales (sustancias iónicas o electrolitos) aumentan la tensión superficial del agua; por lo tanto el agua salada tiene mayor tensión superficial que agua pura.
3. La temperatura se relaciona en forma inversa con la tensión superficial, así por ejemplo, al **aumentar la temperatura** se incrementa la energía cinética de las moléculas disminuyendo las fuerzas de cohesión, por lo que la **tensión superficial disminuye**.

Gráfica 12.6 Variación de la tensión superficial con la temperatura.



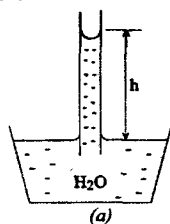
La figura nos muestra claramente que la tensión superficial varía en forma en relación inversa a la temperatura.

Capilaridad. Cuando un tubo capilar (tubo muy delgado) se coloca sobre agua, ésta asciende dentro del tubo hasta un nivel por encima del nivel en el resto del líquido; pero si lo colocamos sobre el mercurio, ésta no asciende, al contrario, desciende hasta un nivel por debajo del nivel en el resto del líquido.

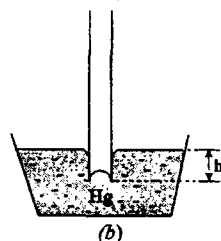
Veamos las siguientes figuras.

Figura 12.13 Elevación y Depresión capilar

a) El H_2O asciende dentro del tubo capilar hasta una diferencia de niveles "h"



b) El Hg desciende dentro del tubo hasta una diferencia de niveles h' .



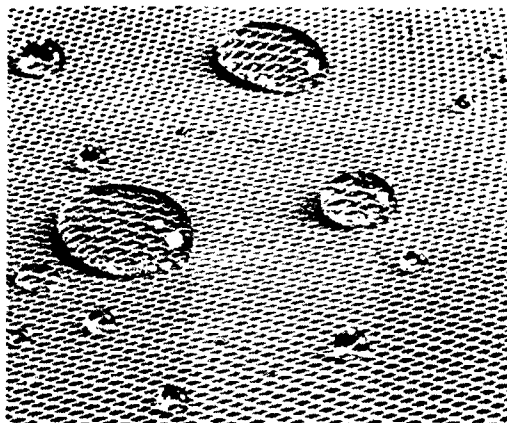
Análisis del fenómeno de elevación y depresión capilar

En el caso del H_2O

1. Hay una elevación capilar con una altura h , debido a que la fuerza de adherencia (vidrio- H_2O) es mayor que la fuerza de cohesión (H_2O - H_2O).
2. La interfase líquido-aire interna (menisco) y externa es de forma cóncava.
3. El líquido moja el vidrio.
4. El ángulo de contacto (θ) es menor a 90° (lo cual se observa en la figura 12.14)

En el caso del mercurio Hg

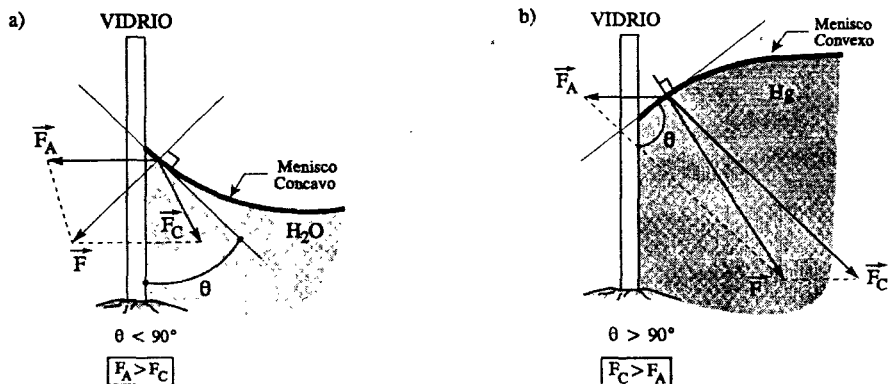
1. Hay una depresión capilar de profundidad h , debido a que la fuerza de adherencia (Hg-vidrio) es menor que la fuerza de cohesión (Hg-Hg).
2. La interfase líquido-aire interna (menisco) y externa es de forma convexa
3. El líquido no moja el vidrio.
4. El ángulo de contacto (θ) es mayor a 90° .



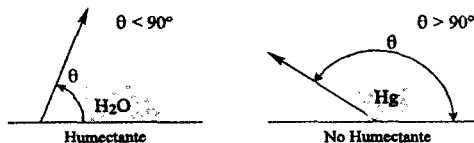
Debido al fenómeno de tensión superficial, las gotas de un líquido adoptan siempre la forma esférica.

Ángulo de contacto (θ). Es el ángulo que forma la recta tangente a la superficie del líquido en el punto del contacto el sólido y la pared del sólido.

Figura 12.14 Ángulos de contacto en el sistema agua - vidrio y mercurio - vidrio.



F_A = Fuerza de adhesión
 F_C = Fuerza de cohesión
 F = Fuerza resultante



Si $\theta = 0^\circ$, en el cuerpo sólido se indica que el líquido moja en forma completa o perfecta.

¿Cómo se relaciona la elevación capilar o depresión capilar con la tensión superficial?

Haciendo un análisis de fuerzas en el sistema vidrio - líquido y planteando condiciones de equilibrio estático se halla la siguiente fórmula:

$$\gamma = \frac{g \cdot \rho \cdot r \cdot h}{2 \cos \theta}$$

Para el caso de H_2O , $\theta \approx 0^\circ$, y para el Hg $\theta = 180^\circ$, entonces esta fórmula se transforma en:

$$\gamma = \frac{g \cdot \rho \cdot r \cdot h}{2}$$

g \Rightarrow aceleración de la gravedad
 ρ \Rightarrow densidad del líquido
 r \Rightarrow radio del tubo capilar

Ejemplos aplicativos
Ejemplo 1

Se tiene un tubo capilar de radio 3×10^{-2} cm. ¿Qué altura ascenderá el alcohol etílico dentro del tubo capilar, si la tensión superficial es 22,3 dina/cm y densidad 0,78 g/ml, a 20°C?

Resolución:

$$\gamma = 22,3 \frac{\text{dina}}{\text{cm}}$$

$$\rho = 0,78 \text{ g/mL}$$

$$r = 3 \times 10^{-2} \text{ cm}$$

$$h = ?$$

$$g = 980 \text{ cm/s}^2$$

$$\text{Se sabe: } \gamma = \frac{1}{2} \rho \cdot h \cdot r \cdot g$$

Despejando la altura "h" y reemplazando valores tenemos:

$$\Rightarrow h = \frac{2\gamma}{g \times r \times \rho} = \frac{2 \times 22,3}{980 \times 3 \times 10^{-2} \times 0,78}$$

$$h = 1,94 \text{ cm} \approx 2 \text{ cm}$$

Ejemplo 2

La tensión superficial de acetona a 20°C es 23,7 dina/cm. La elevación capilar en un tubo de vidrio es 2,5 cm. ¿Cuál es el radio del tubo capilar si la densidad de acetona a 20°C es 0.79 g/ml?

Resolución:

Según datos tenemos:

$$\gamma = 23,7 \text{ dina/cm}$$

$$r = ?$$

$$g = 980 \text{ cm/s}^2$$

$$h = 2,5 \text{ cm}$$

$$\rho = 0,79 \text{ g/mL}$$

$$\text{Se sabe: } \gamma = \frac{1}{2} \rho \cdot h \cdot r \cdot g$$

Despejando el radio "r" y reemplazando valores tenemos:

$$\Rightarrow r = \frac{2\gamma}{\rho \cdot h \cdot g} = \frac{2 \times 23,7}{0,79 \times 2,5 \times 980}$$

$$r = 0,024 \text{ cm} = 2,4 \times 10^{-2} \text{ cm}$$

Ejemplo 3

En un tubo capilar de 2×10^{-3} cm de radio, el metanol ascendió 29,2 cm a 20°C. La tensión superficial a esta temperatura es 22,6 dina/cm. ¿Cuál es la densidad del metanol a 20°C?

Resolución:

Por dato tenemos:

$$r = 2 \times 10^{-3} \text{ cm}$$

$$\gamma = 22,6 \text{ dina/cm}$$

$$h = 29,2 \text{ cm}$$

$$\rho = ?$$

$$\text{Se sabe: } \gamma = \frac{1}{2} \rho \cdot h \cdot r \cdot g$$

Despejando la unidad "ρ" y reemplazando valores tenemos:

$$\Rightarrow \rho = \frac{2\gamma}{h \cdot r \cdot g}$$

$$\rho = \frac{2 \times 22,6}{29,2 \times 2 \times 10^{-3} \times 980}$$

$$\rho = 0,789 \text{ g/mL}$$

Tabla 12.12 Comparación entre fuerzas intermoleculares y las propiedades de los líquidos en general

Propiedad	Fuerzas de cohesión débiles (líquidos volátiles)	Fuerzas de cohesión fuertes (líquidos no volátiles)
Velocidad de evaporación	alta	baja
Presión de vapor	alta	baja
Calor de vaporización	bajo	alto
Punto de ebullición	bajo	alto
Viscosidad	baja	alta
Tensión superficial	baja	alta

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

A nivel molecular, en los líquidos, no se cumple:

- A) Las moléculas poseen movimiento vibratorio y de deslizamiento (o resbalamiento).
- B) Las fuerzas térmicas son superiores a las fuerzas de cohesión
- C) Poseen una entropía menor que los gases, pero mayor que los sólidos.
- D) Poseen orden molecular de corto alcance.
- E) La energía cinética molecular promedio, sólo depende de la temperatura.

Resolución:

En estado líquido, hay un equilibrio o igualdad, entre las fuerzas térmicas (o fuerzas de repulsión) y las fuerzas de cohesión (o atracción), entre sus moléculas.

Rpta: B

Problema 2

Respecto a los líquidos

- I. Poseen volumen y forma definido.
- II. Poseen menor fluidez que los gases.
- III. Son isotrópicos.
- IV. Son incompresibles.

Es (son) incorrecta(s)

Resolución:

- I. Es falso, los líquidos poseen volumen definido y forma variable (depende de la forma del recipiente).
- II. Es verdadero, la fluidez en los cuerpos materiales varía así:
sólido \ll líquido \ll gas.
- III. Es verdadero, los líquidos son isotrópicos, ya que las propiedades físicas son de igual magnitud en cualquier dirección en que se miden.
- IV. Es verdadero, los líquidos son incompresibles debido a que los espacios intermoleculares son muy pequeños.

Rpta: I

Problema 3

El proceso de evaporación de los líquidos no depende de:

- A) Temperatura.
- B) Superficie libre del líquido.
- C) Fuerzas intermoleculares de cohesión
- D) Presión de vapor del líquido.
- E) Viscosidad del líquido.

Resolución:

- A) Es verdadero, a mayor temperatura, mayor energía cinética molecular y mayor velocidad de evaporación.
- B) Es verdadero, a mayor superficie libre mayor velocidad de evaporación.
- C) Es verdadero, a mayor fuerza de cohesión menor velocidad de evaporación.
- D) Es verdadero, a mayor presión de vapor mayor es la velocidad de evaporación.
- E) Es falso, la viscosidad surge cuando un líquido fluye y no cuando está en reposo.

Rpta: E

Problema 4

Se tiene los siguientes líquidos:

H_2O	C_2H_5OH	C_6H_6
(I)	(II)	(III)

Ordene Ud. en función creciente a su presión de vapor.

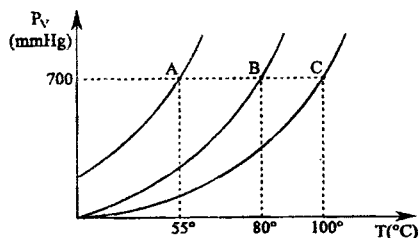
Resolución:

Fuerzas de cohesión: $H_2O > C_2H_5OH > C_6H_6$, puesto que en el agua el enlace puente de hidrógeno es más intenso que en el C_2H_5OH (alcohol) y en el benceno (C_6H_6) hay fuerzas débiles de London. A su vez la presión de vapor es inversamente proporcional a la fuerza de cohesión.

Presión de vapor: $H_2O < C_2H_5OH < C_6H_6$

Problema 5

Se tiene la siguiente gráfica, presión de vapor vs. temperatura, para 3 líquidos:



Es incorrecto afirmar:

- A) Presión de vapor de $A > B > C$.
- B) El líquido A es más volátil que C.
- C) La temperatura de ebullición normal es: $A = 55^\circ\text{C}$, $B = 80^\circ\text{C}$ y $C = 100^\circ\text{C}$
- D) Probablemente, el líquido A es apolar y el líquido C polar.
- E) Los tres líquidos, pueden hervir a 25°C .

Resolución:

La temperatura de ebullición normal, es la temperatura a la que hierve un líquido, cuando su presión de vapor es igual exactamente a la presión atmosférica normal (a nivel del mar) o sea 760 mmHg.

La gráfica nos muestra la temperatura de ebullición de los líquidos a una presión externa de 700 mmHg (\neq 760 mmHg).

Rpta: C

Problema 6

En un recipiente cerrado donde se practicó el vacío, la presión es 24 mmHg. ¿Cuál sería la temperatura o punto de ebullición del agua dentro de este recipiente?

Dato: $\Delta H_v = 40,6 \text{ kJ/mol}$.

Resolución:

Datos explícitos: $P_2 = 24 \text{ mmHg}$ $T_2 = ?$

Datos implícitos:

$P_1 = 760 \text{ mmHg}$ $T_1 = 100^\circ\text{C} = 373^\circ\text{K}$

Aplicamos la ecuación de Clausius-Clapeyron

$$\log\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = \frac{\Delta H_v}{2,303 R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

$$\log\left(\frac{24}{760}\right) = \frac{40,6 \times 10^3}{2,303 \times 8,3} \left(\frac{1}{100} - \frac{1}{T_2}\right)$$

Efectuando: $T_2 \approx 298\text{K} <> 25^\circ\text{C}$

Problema 7

La entalpía de vaporización molar del benceno es 30,8 kJ/mol. Si su presión de vapor es 100 torr a 26°C . ¿Cuál es la presión de vapor del benceno a 60°C ?

Resolución:

Datos:

$$T_1 = 26^\circ\text{C} <> 299 \text{ K} \qquad T_2 = 60^\circ\text{C} <> 333 \text{ K}$$

$$P_1 = 100 \text{ torr} \qquad P_2 = ?$$

$$\Delta H_v = 30,8 \times 10^3 \text{ J/mol}$$

Aplicamos la ecuación de Clausius-Clapeyron

$$\log\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = \frac{\Delta H_v}{2,303 R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

$$\log\left(\frac{P_2}{100}\right) = \frac{30,8 \times 10^3}{2,303 \times 8,3} \left(\frac{1}{299} - \frac{1}{333}\right)$$

Efectuando: $P_2 = 380 \text{ torr}$.

Problema 8

Señalar la sentencia incorrecta:

- A) La viscosidad de un líquido depende sólo de las fuerzas de cohesión.
- B) La viscosidad es lo contrario a la fluidez.
- C) Cuanto mayor es el área de las capas laminares de un líquido, es menor la viscosidad.
- D) Son fenómenos de superficie, la tensión superficial y la capilaridad.
- E) Las sustancias tensoactivas disminuyen la tensión superficial.

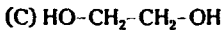
Resolución:

La viscosidad, a nivel molecular depende de tres factores: fuerzas de cohesión, tamaño de las moléculas (mayor tamaño, mayor viscosidad) y forma de las moléculas (formas más complejas, mayor viscosidad).

Rpta: A

Problema 9

Dadas las siguientes sustancias químicas



- I. C, es mas viscoso.
 - II. B, tiene la menor tensión superficial.
 - III. La elevación capilar es mayor en C.
 - IV. A, tiene mayor tensión superficial que C
- Es (son) incorrecta (s)

Resolución:

- I. Es verdadero, porque la viscosidad depende de las fuerzas de atracción entre las moléculas del líquido y en (C) hay más enlaces puente de hidrógeno (más polar)
- II. Es verdadero, porque generalmente a mayor atracción o cohesión molecular, hay mayor tensión superficial y en (B) hay atracciones débiles (London).
- III. Es falso, el ascenso por capilaridad será mayor cuando hay menor cohesión molecular como en (B).
- IV. Es falso, porque el orden en la tensión superficial es proporcional a las fuerzas de cohesión: (C) > (A) > (B)

Rpta: III y IV

Problema 10

Se tiene un tubo capilar de 0,50 mm de radio, colocado sobre mercurio líquido. ¿Cuál será la depresión capilar si la tensión superficial es 490 ergios/cm² y la densidad del mercurio es 13,6 g/mL?

Resolución:

Datos: $\gamma = 490 \frac{\text{ergios}}{\text{cm}^2} = 490 \frac{\text{dina}}{\text{cm}}$

$r = 0,50 \text{ mm} = 0,05 \text{ cm}$ $\rho = 13,6 \text{ g/cm}^3$
 $g = 980 \text{ cm/s}^2$ $h = ?$

Se sabe:

$$\gamma = \frac{1}{2} \times g \times r \times h \times \rho \Rightarrow h = \frac{2\gamma}{g \times r \times \rho}$$

$$h = \frac{2 \times 490}{980 \times 0,05 \times 13,6} = 1,47 \text{ cm} = 14,7 \text{ mm}$$

Problema 11

Un tubo capilar se calibró a 20°C usando agua. El agua subió 8,37 cm. Una muestra de mercurio bajó a 3,67 cm en el mismo capilar. Si el peso específico para el agua es 0,9982 g/cm³ y su tensión superficial es 72,75 dina/cm. Hallar la tensión superficial del mercurio y el radio del tubo capilar.

$\gamma_{\text{Hg}} = 13,6 \text{ g/cm}^3$

Resolución:

Según datos tenemos:

H ₂ O	Hg
$\rho_1 = 0,9982 \text{ g/cm}^3$	$\rho_2 = 13,6 \text{ g/cm}^3$

$h_1 = 8,37 \text{ cm}$ $h_2 = 3,67 \text{ cm}$
 $\gamma_1 = 72,75 \text{ dina/cm}$ $\gamma_2 = ?$

Se sabe: $\gamma = \frac{1}{2} \cdot g \cdot r \cdot h \cdot \rho$

$$\gamma_1 = \frac{1}{2} \rho_1 h_1 g r \dots\dots\dots (\alpha)$$

$$\gamma_2 = \frac{1}{2} \rho_2 h_2 g r \dots\dots\dots (\beta)$$

$$(\alpha) \div (\beta):$$

$$\frac{\gamma_1}{\gamma_2} = \frac{\rho_1 h_1}{\rho_2 h_2}$$

$$\frac{72,75}{\gamma_2} = \frac{0,9982 \times 8,37}{13,6 \times 3,67} \Rightarrow \gamma_2 = 434,6 \text{ dina/cm}$$

Finalmente calculamos el radio "r"

$$434,6 = \frac{1}{2} \times 13,6 \times 3,67 \times 981 \times r$$

$$\Rightarrow r = 1,775 \times 10^{-2} \text{ cm}$$

Problema 12

La presión de vapor de un líquido se relaciona con la temperatura según la expresión:

$$\log P_v = \frac{-a}{T} + b$$

Donde a y b son constantes dadas para cada líquido específico.

Para el tetracloruro de carbono, CCl_4 a $4,3^\circ\text{C}$, $a = 1771$ y $b = 8,004$. ¿Cuál es la presión de vapor de CCl_4 a esta temperatura?

Resolución:

$$T = 4,3 + 273 = 277,3$$

$$a = 1771 \quad b = 8,004$$

$$\log P_v = \frac{-a}{T} + b = \frac{-1771}{277,3} + 8,004$$

$$\log P_v = 1,622 \Rightarrow P_v = 10^{1,622}$$

$$\therefore P_v = 41,88 \text{ mmHg}$$

Problema 13

El tricloruro de fósforo, PCl_3 , es más volátil que tricloruro de arsénico, AsCl_3 a 25°C . Responder concisamente las siguientes preguntas. ¿Cuál de estas sustancias presenta mayor presión de vapor a 25°C ? ¿Cuál de las sustancia tiene el punto de ebullición más alto?

Resolución:

Tanto el tricloruro de fósforo (PCl_3) como el tricloruro de arsénico (AsCl_3) son moléculas polares, por lo tanto presentan interacciones dipolo-dipolo y las fuerzas de dispersión o de London.

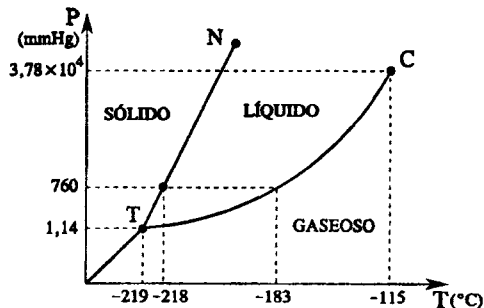
Si PCl_3 es mas volátil que AsCl_3 , implica que se evapora con mayor facilidad a 25°C debido a sus moléculas están enlazados muy débilmente. Por lo tanto en AsCl_3 las fuerzas intermoleculares son mas intensas o mayores que en PCl_3 . El más volátil tiene mayor presión de vapor o sea PCl_3 . El punto de ebullición más alto corresponde a la sustancia que posee mayor interacción intermolecular, o sea AsCl_3 .

Problema 14

Los puntos de fusión y de ebullición normales del O_2 son -218 y -183°C , respectivamente. Su punto triple está a -219°C y $1,14$ torr y su punto crítico está a -119°C y $49,8$ atm. ¿Quién es mas denso, $\text{O}_{2(s)}$ u $\text{O}_{2(l)}$? Al calentarse el O_2 sólido, ¿sublima o funde a una presión de 1 atm?

Resolución:

Con los datos del problema, tenemos el diagrama de fases de O_2 :



Como la pendiente de la curva de fusión o solidificación (\overline{TN}) es positiva, el oxígeno sólido es más denso que el oxígeno líquido.

La gráfica nos muestra que el oxígeno sólido sublima por debajo de 1,14 mmHg cuando se le calienta, por lo tanto, si calentamos a 760 mmHg (1 atm) el oxígeno sólido pasará al estado líquido, o sea funde.

Problema 15

El punto de fusión del potasio es de 62,3°C. El potasio fundido tiene una presión de vapor de 10 torr a 443°C y una presión de vapor de 400 torr a 708°C. Calcular el calor de vaporización y el punto de ebullición normal del potasio líquido.

Resolución:

Para aplicar la ecuación de Clausius - Clapeyron, ordenemos adecuadamente los datos

$$P_1 = 10 \text{ torr} \qquad P_2 = 400 \text{ torr}$$

$$T_1 = 443^\circ\text{C} = 716 \text{ K} \qquad T_2 = 708^\circ\text{C} = 981 \text{ K}$$

$$\Delta H_v = ?$$

$$\log \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_v}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Despejando ΔH_v , tenemos:

$$\Delta H_v = \log \frac{P_2}{P_1} \times \frac{2,3RT_1T_2}{T_2 - T_1}$$

Efectuando, tenemos:

$$\Delta H_v = 81,3 \times 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = 81,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Para calcular la temperatura de ebullición de potasio líquido (T_3) se sabe que la presión de vapor debe ser igual a la presión externa, $P_3=760 \text{ mmHg}$. Aplicando la ecuación de Clausius - Clapeyron, tenemos:

$$\log \frac{P_3}{P_1} = \frac{\Delta H_v}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_3} \right)$$

$$\log \frac{760}{10} = \frac{81,3 \times 10^3}{2,3 \times 8,3} \left(\frac{1}{716} - \frac{1}{T_3} \right)$$

Efectuando, $T_3 = 1048 \text{ K}$ ó $T_3 = 775^\circ\text{C}$

Problema 16

De los cuatro tipos de sólidos, ¿cuál (es)

- a) Son generalmente insolubles en agua
- b) Tienen muy altos puntos de fusión
- c) Conducen la electricidad como sólidos

Resolución:

Teniendo en cuenta las características generales de los 4 tipos de sólidos cristalinos responderemos concisamente a las interrogantes.

- a) Los sólidos metálicos, sólidos moleculares y los sólidos covalentes son insolubles en agua.
- b) Los sólidos iónicos y los sólidos covalentes, poseen los más altos puntos de fusión
- c) Los sólidos metálicos son buenos conductores eléctricos.

Problema 17

Describir la naturaleza de las unidades estructurales de los siguientes sólidos:

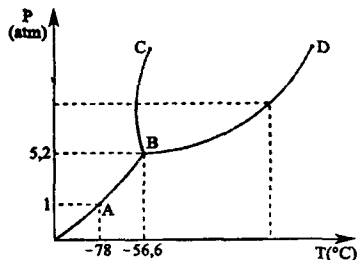
- I. Fe
- II. FeCl₂
- III. Cl₂
- IV. C

Resolución:

- I. Es un sólido metálico, donde las unidades estructurales son átomos de Fe en forma de cationes que se mantienen unidos mediante enlace metálico.
- II. Es un sólido iónico, donde las unidades estructurales son iones magnesio (Mg^{+2}) y iones cloruro (Cl^-) unidos por enlace iónico.
- III. Es sólido molecular, donde las unidades estructurales son moléculas diatómicas de Cl₂
- IV. Es un sólido covalente, donde las unidades estructurales son átomos de carbono que forma una red covalente.

PROBLEMAS PROPUESTOS

- 1 Según el diagrama de fases del CO_2 , que se indica a continuación, señalar la afirmación incorrecta.



- A) La curva BD: equilibrio líquido-vapor.
 B) La curva BC: equilibrio líquido-sólido.
 C) B, punto triple: equilibrio sólido-líquido-vapor.
 D) A, punto de fusión normal.
 E) La curva AB: pertenece al equilibrio sólido - vapor.

- 2 Respecto a los sólidos, indicar la relación correcta:

- A) Los sólidos cristalinos, cristalizan sólo en el sistema cúbico.
 B) Los sólidos cristalinos son isotrópicos y se les llama líquidos endurecidos.
 C) Los sólidos amorfos poseen orden molecular de corto alcance.
 D) Los cristales moleculares, generalmente son menos volátiles que los cristales iónicos.
 E) A menor energía reticular de un sólido iónico, mayor temperatura de fusión.

- 3 Señalar la relación incorrecta:

- A) Son sólidos cristalinos: KI, Ag, C_6H_6 .
 B) Son sólidos amorfos: Brea, vidrio, flexiglas.
 C) El carbono, presenta el fenómeno de poliformismo.
 D) Los plásticos son cristales covalentes.
 E) La resistencia mecánica en los sólidos cristalinos toma valores diferentes, según la dirección en que se miden.

4. ¿Qué tipo de sólido tiene las siguientes características?: alta dureza, frágil y quebradizo, conductor eléctrico en estado líquido, alto punto de fusión

- A) metálico B) molecular C) covalente
 D) iónico E) amorfo

5. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

- I. Los sólidos cristalinos pueden ser **polimorfos (poliformas) e isomorfos**
 II. Son sólidos moleculares: CSi , I_2 y SiO_2 .
 III. Los sólidos moleculares son mas volátiles que los sólidos covalentes.
 IV. El vidrio, es un líquido superenfriado y rígido.

- A) VFVV B) FFVV C) VFFV
 D) VVVV E) FFFF

6. Señalar la relación incorrecta.

- A) sólido iónico: Fuerzas electrostáticas.
 B) sólido metálico: Enlace metálico.
 C) sólido covalente: Enlace covalente.
 D) sólido molecular: Fuerzas de Van der Waals.
 E) sólido amorfo: Fuerzas de London.

7. ¿Qué características, le corresponden, a los sólidos covalentes?

- A) Los nudos del retículo cristalino, son ocupados por moléculas.
 B) Las fuerzas de enlace, son de Van der Waals.
 C) Se subliman con relativa facilidad.
 D) Son buenos conductores eléctricos.
 E) Poseen alta dureza.

8. Señalar verdadero o falso:
- En una celda unitaria CC, hay sólo dos átomos, en el caso de sólidos metálicos.
 - En un vértice de la celda unitaria CCC, hay $\frac{1}{8}$ de átomo, en sólidos metálicos.
 - Cuánto mayor es la presión de vapor de un sólido, éste se sublima más fácilmente.
 - Existen sólo 7 sistemas cristalinos.
- A) VVFF B) FFFV C) VVVV
D) VVVV E) VVFF
9. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta para los sólidos amorfos?
- sólo cristalizan en el sistema cúbico.
 - son isotrópicos y se les llaman "líquidos superenfriados"
 - presentan punto de fusión definido.
 - presentan el fenómeno de poliformismo
 - presentan el fenómeno de anisotropía
10. Señale el grupo de sólidos, que poseen alta dureza y sean aislantes térmicos.
- NaCl, CaO, CsF, HF_(s)
 - I₂, CH₄, P₄, C₁₀H₈
 - CSi, C, AlN, SiO₂
 - CSi, SiO₂, C₆H₆, H₂O
 - C, AlN, SiO₂, Ag
11. Respecto a las propiedades de los líquidos es incorrecto afirmar:
- Se evaporan en forma espontánea
 - Su presión de vapor no depende sólo de la temperatura
 - El proceso de evaporación es endotérmica
 - Su estructura interna se asemeja a la de un sólido amorfo
 - No se emplean como disolventes
12. En la determinación del punto de ebullición de un líquido, la lectura de la temperatura se realiza cuando:
- Sale la primera burbuja.
 - El termómetro marca 100°C.
 - La evaporación ocurre en toda la masa del líquido.
 - La evaporación es continua, sólo en la superficie del líquido.
 - Sale la última burbuja.
13. A 20°C y 50°C, la presión de vapor de la acetona, CH₃COCH₃, es 185 mmHg y 613 mmHg, respectivamente. ¿Cuál es el calor molar de vaporización, ΔH_v, de la acetona?
- | | |
|----------------|----------------|
| A) 41,5 kJ/mol | B) 20,6 kJ/mol |
| C) 28,7 kJ/mol | |
| D) 31,3 kJ/mol | E) 52,4 kJ/mol |
14. La densidad de un líquido "α" es 1,2 g/mL a 20°C. El tiempo empleado, entre las marcas de calibración, en el viscosímetro de Ostwald fue 5 veces que el tiempo empleado por el agua, a la misma temperatura. ¿Cuál es la viscosidad del líquido "α"?
- | | | |
|-----------|-----------|-----------|
| A) 5,6 cp | B) 4,0 cp | C) 5,2 cp |
| D) 1,2 cp | | E) 6,0 cp |
15. El calor de vaporización del benceno es de 3,12 kJ/mol. Si su punto de ebullición normal es de 80°C. ¿A qué temperatura hervirá el benceno, si la presión atmosférica disminuye a la mitad?
- | | | |
|-----------|-----------|-----------|
| A) 58,5°C | B) 76,5°C | C) 55,5°C |
| D) 45,5°C | | E) 65,5°C |

16. En base a la siguiente tabla de datos:

Líquido	t°C	Presión de vapor
A	20°	200 mmHg
B	20°	30 mmHg

- I. Las fuerzas de cohesión en el líquido A son mayores que en el líquido B.
- II. La temperatura de ebullición normal de B será mayor que la de A.
- III. B es más viscoso que A, probablemente.
- IV. La tensión superficial de A es mayor que la de B.

Es (son) correcta (s)

- A) I y II B) II y III C) II, III y IV
D) I, II y III E) III y IV

17. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. La viscosidad es la resistencia de un fluido a fluir.
- II. La viscosidad de un líquido, depende de las fuerzas de cohesión, tamaño de moléculas y forma de las moléculas.
- III. La viscosidad tiene relación directa a la temperatura.

- A) VFF B) FFF C) VFV
D) VVF E) FFV

18. Señalar la(s) proposición(es) incorrecta(s):

- I. La tensión superficial mide las fuerzas internas que hay que vencer, para poder expandir el área superficial de un líquido.
- II. La tensión superficial es la cantidad de energía requerida para estirar o aumentar la superficie por unidad de área.
- III. El fenómeno de capilaridad se explica mediante fuerzas de cohesión.

- A) III B) II C) I
D) I y III E) II y III

19. ¿A qué altura ascenderá el agua en un tubo capilar, de radio 5×10^{-3} cm, si la tensión superficial es de 72 dina/cm y la densidad 1 g/cm^3 ?

- A) 29,4 cm B) 15,4 cm C) 16,4 cm
D) 18,4 cm E) 30,4 cm

20. Señalar la aseveración incorrecta

- A) La tensión superficial tiene relación inversa a la temperatura.
- B) Las sustancias tensoactivas aumentan la tensión superficial de un líquido.
- C) Si el tubo capilar tiene mayor radio, entonces la elevación capilar será menor.
- D) Si el ángulo de contacto en el sistema agua - vidrio es menor que 90° , el agua moja el vidrio.
- E) Las sustancias iónicas aumentan la tensión superficial del agua.

21. A 30°C , el etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) tiene una presión de vapor de 90 mmHg, ácido acético (CH_3COOH) tiene 30 mmHg y el yoduro de etilo ($\text{C}_2\text{H}_5\text{I}$) tiene cerca de 200 mmHg. Ordenar estos compuestos según el orden ascendente de sus temperaturas de ebullición normal.

- A) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} < \text{C}_2\text{H}_5\text{I} < \text{CH}_3\text{COOH}$
B) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} < \text{CH}_3\text{COOH} < \text{C}_2\text{H}_5\text{I}$
C) $\text{CH}_3\text{COOH} < \text{C}_2\text{H}_5\text{I} < \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
D) $\text{C}_2\text{H}_5\text{I} < \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} < \text{CH}_3\text{COOH}$
E) $\text{C}_2\text{H}_5\text{I} < \text{CH}_3\text{COOH} < \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

22. La plata cristaliza en una estructura cúbica de caras centradas (CCC). Si el radio atómico de plata es 144,5 pm, ¿cuál es el volumen de la celda unitaria?, ¿cuál es la densidad de la plata?

P.A.(uma): $\text{Ag} = 107,87$

- A) $5 \times 10^{23} \text{cm}^3$; 14,38 g/cm³
 B) $4 \times 10^{22} \text{cm}^3$; 13,48 g/cm³
 C) $6 \times 10^{23} \text{cm}^3$; 14,2 g/cm³
 D) $7 \times 10^{23} \text{cm}^3$; 13,98 g/cm³
 E) $4 \times 10^{23} \text{cm}^3$; 14,20 g/cm³
23. El punto crítico del CO es -139°C a 35 atmósferas. El CO líquido tiene una presión de vapor de 6 atm a -171°C. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones será cierta?
- A) El CO es gas a -171°C y 1 atm
 B) Un tanque de CO a 20°C puede tener una presión de 35 atm
 C) El CO gas enfriado a -145°C y 40 atm de presión se condensará
 D) El punto de ebullición normal del CO estará por encima de -171°C
 E) El CO gas por debajo de -139°C y a 30 atm se condensará
24. El amoníaco líquido tiene una presión de vapor de 109 mmHg a -66°C y su calor de vaporización es $2,46 \times 10^4 \text{ J/mol}$. Estimar la relación entre la presión de vapor a -66°C y a -45°C.
- A) 1,525 B) 0,685 C) 0,547
 D) 3,748 E) 0,267
25. Una sustancia pura X, tiene una presión de vapor de 320 mmHg a 125°C, 800 mmHg a 150°C y 60 mmHg en el punto triple, 85°C. El punto de fusión de X decrece ligeramente cuando la presión aumenta. Estimar el punto de ebullición normal de X
- A) 130°C B) 145°C C) 138°C
 D) 148°C E) 135°C
26. Se tiene los siguientes sólidos:
- P₄ • CaCO₃
 - S₈ • I₂
 - Fe • C (diamante)
- ¿Cuántas sustancias son del tipo sólidos moleculares?
- A) 1 B) 3 C) 5
 D) 6 E) 4
27. A 20°C ¿ hasta que altura asciende el H₂O en un tubo capilar cuyo diámetro es 0,1 cm?
 Dato:
 $\gamma(\text{H}_2\text{O}) = 72 \text{ dina/cm}$
- A) 30 cm B) 0,3 cm C) 3 cm
 D) 15 cm E) 10 cm
28. Respecto a la propiedades de tensión superficial son correctas:
- I. Los líquidos que presentan enlace hidrógeno presentan mayor tensión superficial
 - II. Los detergentes disminuyen la tensión superficial del agua, luego los cuerpos que flotan se hunden.
 - III. La tensión superficial es una propiedad intensiva de la materia
 - IV. Los líquidos que presentan forma cóncava mojan al tubo de vidrio.
- A) FFVV B) FFFF C) VVFF
 D) VFVF E) VVFF
29. Respecto al fenómeno de capilaridad que presenta el mercurio es (son) correcto (s)
- I. En el tubo el mercurio adopta la forma con nexo.
 - II. Entre las fuerzas de cohesión y de adherencia el ángulo es próximo a 180°
 - III. El mercurio no moja al tubo de vidrio
 - IV. Al aumentar la temperatura la altura capilar disminuye
- A) I y II B) II y III C) I, II, III y IV
 D) Sólo II E) Sólo III

CLAVES

Capítulo

XII

- | | |
|-------|-------|
| 01. D | 16. B |
| 02. C | 17. D |
| 03. D | 18. A |
| 04. D | 19. A |
| 05. A | 20. B |
| 06. E | 21. D |
| 07. E | 22. A |
| 08. C | 23. C |
| 09. B | 24. E |
| 10. C | 25. D |
| 11. E | 26. B |
| 12. C | 27. C |
| 13. D | 28. E |
| 14. E | 29. C |
| 15. A | |

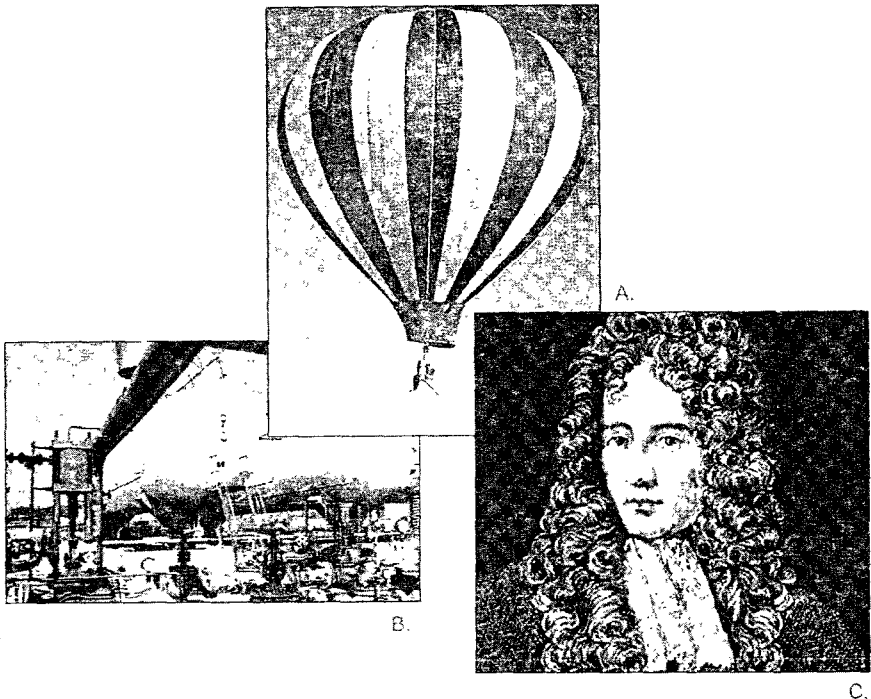




XIII

CAPÍTULO

Estado Gaseoso



- A. **Globo Aerostático**, se confecciona a base de tejidos livianos e impermeables, que se llena con un gas más liviano que el aire (H_2 , He, gas de alumbrado: $H_2 + CH_4$, etc.). El globo se eleva según el principio de Arquímedes. Se usan actualmente para transportar sondas meteorológicas que registran datos referidos al clima, estudiar las radiaciones cósmicas, el magnetismo, la astronomía, etc. Son los globos sonda, que suben cargados con instrumentos de medición.
- B. **Tanques de almacenamiento de gases**. Tanques como se observa en la figura se emplean comúnmente en plantas industriales que utilizan insumos en fase gaseosa. La forma de los tanques es el más adecuado para soportar grandes presiones que ejercen los gases encerrados en su interior, en caso contrario se producirían accidentes por explosión de los tanques.
- C. **Robert Boyle** (1627 - 1691), científico inglés. Aunque la química era el tema favorito de Boyle, algunas de sus más destacadas aportaciones fueron en el campo de la física: ley de los gases que lleva su nombre, influencia del aire en la propagación del sonido, trabajos sobre la gravedad específica, etc. Se le considera como uno de los fundadores de la química moderna, porque él transformó la alquimia en química.

ESTADO GASEOSO

OBJETIVOS

- Ser capaz de explicar las características generales de los gases en base a la teoría cinética molecular (TCM)
- Interpretar las leyes experimentales de los gases en base a la T.C.M. y realizar cálculos con dichas leyes.
- Ser capaz de diferenciar un gas real de un gas ideal o perfecto.

INTRODUCCIÓN

En el capítulo anterior estudiamos el estado sólido y el estado líquido; sabemos que en dichos estados de agregación molecular existen grandes interacciones atómico-moleculares, por lo que las moléculas o átomos no tienen mucha libertad para desplazarse. También mencionamos de manera muy somera algunas características de los gases, como por ejemplo que sus moléculas tienen amplia libertad para desplazarse y un alto grado de desorden molecular.

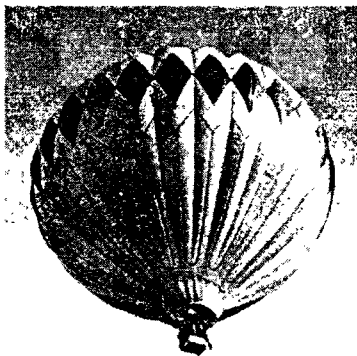
Cuando usted siente que el viento sopla en su cara, cuando huele la fragancia de un perfume en una habitación o cuando percibe el olor fétido (olor a huevo podrido) de H_2S , usted está tomando contacto con la materia en estado gaseoso.

Todos nacemos, nos desarrollamos y morimos inmersos dentro de un manto gaseoso que es la atmósfera, mezcla gaseosa muy compleja (ver capítulo XI); de él absorbemos el oxígeno (O_2) que es imprescindible para mantener la vida; también del aire se obtiene el nitrógeno (N_2) a escala industrial para múltiples usos, y el oxígeno (O_2) para atender casos de asfixia en los centros hospitalarios. Tanto el N_2 , O_2 y Ar que se encuentra en el aire, su obtención se realiza en fase líquida o como gases licuados.



En los "spray", el gas que actúa como propulsor es el freón. Los freones son gases sintéticos, químicamente inertes, pero al ascender hasta la capa de ozono, reaccionan con ésta y provoca su destrucción. Su uso debe limitarse al mínimo.

También encontramos gases en un sin número de situaciones distintas. Por ejemplo, el cloro (Cl_2) que se usa para purificar el agua potable; el acetileno (C_2H_2) que se emplea para soldar; el cianuro de hidrógeno (HCN) que se usa en las cámaras de gas (donde mueren las personas sentenciadas a muerte en EE.UU). El dióxido de carbono (CO_2) y metano (CH_4) como gases que producen el **fenómeno invernadero** (calentamiento global de la atmósfera terrestre); los freones, que son gases sintéticos, empleados en el comercio como refrigerantes en refrigeradores y acondicionadores de aire, y como propulsores en recipientes de aerosoles. Los freones no son tóxicos y son químicamente inertes a condiciones ambientales; pero al ascender, a grandes alturas de la atmósfera hasta llegar a la capa de ozono (O_3) reaccionan con ella catalizados por la **radiación UV**, provocando la destrucción de esta capa. Por lo tanto, su uso debe ser mínimo. Los freones más utilizados son el freón - 12 (CCl_2F_2) y el Freón - 13 (CFCl_3).



Un globo aerostático contiene en su interior gases ligeros como el H_2 o He que tienen menor densidad que el aire atmosférico, lo que permite que se eleve mediante una fuerza ascensional o empuje, según el principio de Arquímedes.

IMPORTANCIA DEL ESTADO GASEOSO

Los gases han interesado y estimulado la imaginación de los científicos durante siglos. La fascinación de este estado reside en que podemos experimentar con él sin verlo, puesto que la mayoría es incoloro.

Las investigaciones sobre gases fueron fundamentales en el conocimiento de la estructura interna de la materia. Citemos los más importantes:

1. **Lavoisier**, científico francés, para descubrir la ley de conservación de la masa estudió la reacción entre hidrógeno y oxígeno en fase gaseosa para sintetizar el agua.
2. **En el desarrollo de la teoría atómica**
 - **Dalton**, científico inglés, planteó la idea del átomo indivisible para explicar las leyes de la combinación química y las leyes empíricas de los gases.
 - **Gay - Lussac y Avogadro**, al estudiar el comportamiento de los gases, descubrieron la ley de combinación de los gases e introdujeron el concepto de **molécula**.
 - Los electrones y protones fueron descubiertos en forma de rayos catódicos y rayos canales, respectivamente, cuando los científicos investigaban la conductividad eléctrica en gases dentro de un tubo al vacío.
 - Muchas propiedades atómicas y moleculares se han hallado en fase gaseosa, como por ejemplo, la energía de ionización y la afinidad electrónica.
3. Como resultado de la comprensión de las propiedades de los gases se pudo explicar las propiedades de sólidos y líquidos.

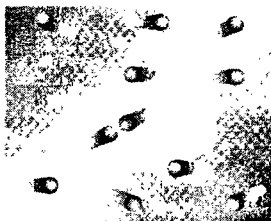
Tabla 13.1 Algunos gases son coloreados y la mayoría son incoloros, otros son tóxicos y otros inocuos.

Nombre	Fórmula	Color	Olor	Toxicidad
Amoniaco	NH ₃	Incoloro	Penetrante	Tóxico
Cloro	Cl ₂	Amarillo verdoso	Irritante	Muy tóxico
Cloruro de hidrógeno	HCl	Incoloro	Irritante	Muy tóxico (corrosivo)
Sulfuro de hidrógeno	H ₂ S	Incoloro	Fétido	Muy tóxico
Dióxido de nitrógeno	NO ₂	Café - rojizo	Irritante	Muy tóxico
Monóxido de carbono	CO	Incoloro	Inodoro	Muy tóxico
Ozono	O ₃	Azulado	Irritante	Muy tóxico
Dióxido de carbono	CO ₂	Incoloro	Inodoro	No tóxico
Monóxido de dinitrógeno ("gas hilarante")	N ₂ O	Incoloro	Agradable y sabor dulce	Tóxico ("gas de la risa fatal")
Monóxido de nitrógeno	NO	Incoloro	Inodoro	Tóxico
Cianuro de hidrógeno	HCN	Incoloro	Almendras amargas	Muy tóxico

PROPIEDADES GENERALES DE LOS GASES

1. A nivel submicroscópico o molecular

1. Poseen alta entropía (alto grado de desorden molecular) debido a que las fuerzas de repulsión (Fr) o fuerzas de desorden predominan sobre las fuerzas de atracción o cohesión (Fa).



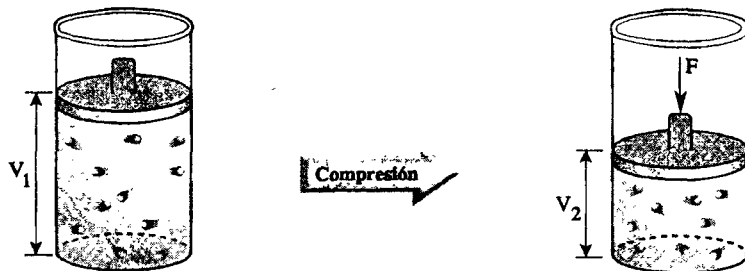
$$Fr >> Fa$$

2. Poseen grandes espacios intermoleculares, las moléculas de un gas están muy separadas. Así por ejemplo, a 25°C y 1 atm de presión, sólo el 0,1 % del volumen que ocupa el gas está ocupado por las propias moléculas, el 99,9 % es espacio vacío.
3. Poseen alta energía cinética molecular, puesto que las moléculas se mueven muy rápidamente. A 25°C, las velocidades moleculares de los gases varían entre 200 a 2 000 m/s (600 a 6 000 km/h).

II. A nivel macroscópico o estadístico

Son propiedades que se miden o determinan para un conjunto de moléculas.

1. **Compresibilidad.** El volumen de un gas se puede reducir fácilmente mediante la acción de una fuerza externa. Esta propiedad de los gases se explica debido a la existencia de grandes espacios intermoleculares.



Se observa: $V_1 > V_2$

¿Se puede comprimir un gas hasta que su volumen sea cero, aplicando una fuerza muy grande?

Nunca. Si la fuerza es muy grande, la presión del gas sería tan grande que vencería la resistencia del recipiente y estallaría. Si la temperatura fuese baja (menor o igual a la temperatura crítica) el gas se licuaría; ya en estado líquido, sería imposible comprimirlo.

2. **Expansión.** Un gas ocupa todo el volumen del recipiente que lo contiene debido a la alta energía cinética traslacional de sus moléculas.

¿Por qué el aire, que es una mezcla gaseosa, no se expande por todo el universo?

La explicación es simple, la fuerza de la atracción gravitatoria impide que algún cuerpo material pueda abandonar fácilmente la órbita terrestre, salvo que se supere la velocidad mínima para vencer la gravedad que es de 11 km/s, que las moléculas del aire no pueden adquirir en forma natural.

3. **Difusión.** Consiste en que las moléculas de un gas se trasladan a través de otro cuerpo material (sólido, líquido o gas), debido a su alta energía cinética y alta entropía. Cuando uno siente el olor y aroma de una flor o una fruta es debido a la difusión de ciertas sustancias (ésteres) que se difunden en forma de vapor a través del aire y llega al olfato. Otros ejemplos de difusión son: difusión del CO_2 en bebidas gaseosas, el H_2 en el platino (oclusión del H_2), gas lacrimógeno en el aire, etc. Las aplicaciones de difusión lo tratamos en el capítulo siguiente.

Figura 13.1 El perfume que utiliza una dama se difunde en forma de vapor a través del aire, que es percibido por el olfato de otra persona.

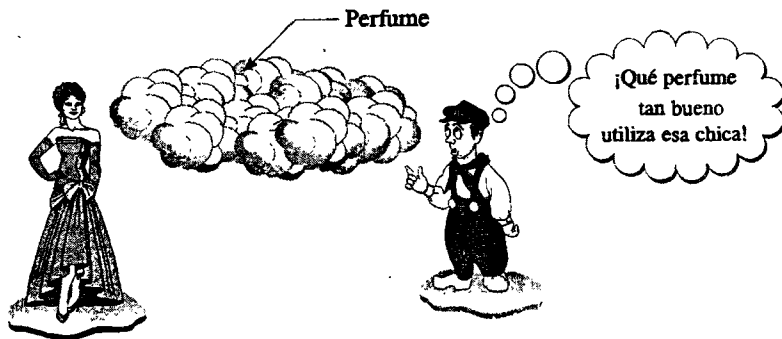
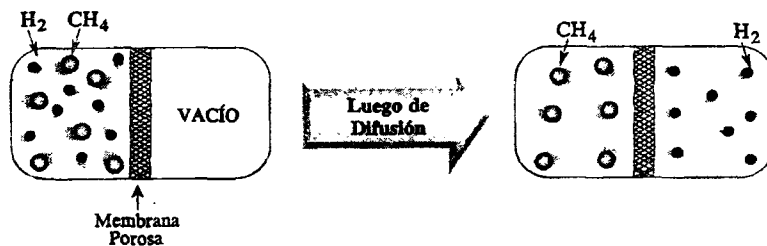
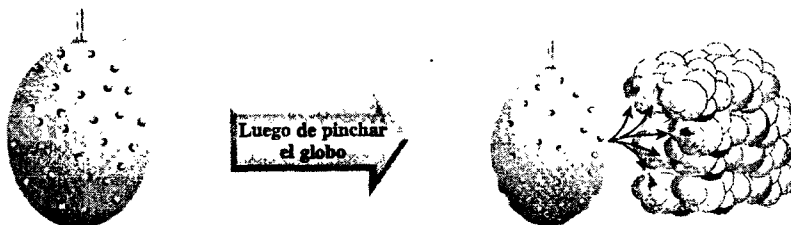


Figura 13.2 Fenómeno de atmólisis, consiste en la separación de los componentes de una mezcla gaseosa por difusión a través de una membrana porosa. El gas más ligero (H_2) se difunde a través de los poros, y el más pesado (CH_4) no puede difundirse a través de él.



4. **Efusión.** Consiste en la salida de las moléculas gaseosas a través de pequeñas aberturas u orificios practicados en la pared del recipiente que contiene el gas. Por ejemplo, un neumático se desinfla cuando el aire comprimido se efunde a través de un orificio causado por un clavo u otro objeto similar.

Figura 13.3 Efusión del aire encerrado en un globo a través de un pequeño orificio.

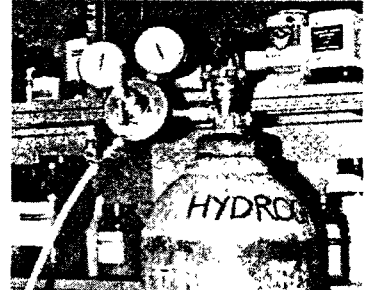


FUNCIONES DE ESTADO

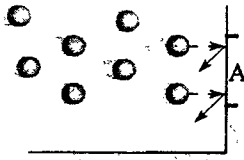
En muchos aspectos, los gases son más simples que los líquidos y los sólidos. El movimiento molecular de los gases es totalmente aleatorio y las fuerzas de atracción entre sus moléculas son tan pequeñas que cada una se mueve en forma libre y esencialmente independiente de las otras. El comportamiento de un gas, es independiente de su composición química y se puede describir mediante tres parámetros de estado termodinámico que son: la **presión**, el **volumen** y la **temperatura**.

Presión (P). Un gas ejerce presión debido al choque incesante de las moléculas contra las paredes interiores del recipiente que lo contiene. La fuerza por cada colisión es muy pequeña, pero el número de colisiones por segundo en una área dada es muy grande. La presión de un gas se manifiesta en diferentes direcciones con igual intensidad en cualquier parte interior del recipiente que lo contiene.

La presión de un gas depende básicamente de dos factores: el **número de moléculas** que colisionan en una cierta área (A) y la **fuerza** con que choca o colisiona cada molécula. Este último factor depende de la energía cinética de las moléculas, que a su vez es directamente proporcional a la temperatura. Por lo tanto, se puede incrementar la presión de un gas aumentando el número de moléculas en el recipiente o solamente aumentando la energía cinética de las moléculas que estaban en el recipiente.



Los gases pueden transportarse y almacenarse comprimidos en cilindros de acero. El medidor que está sobre el cilindro de hidrógeno llamado manómetro mide la presión del gas.



$$p = \frac{\text{"N"} \text{ moléculas}}{A} \times \frac{F_u}{1 \text{ molécula}}$$

$$p = \frac{F_u \times N}{A} \Rightarrow p = \frac{F_R}{A}$$

Donde:

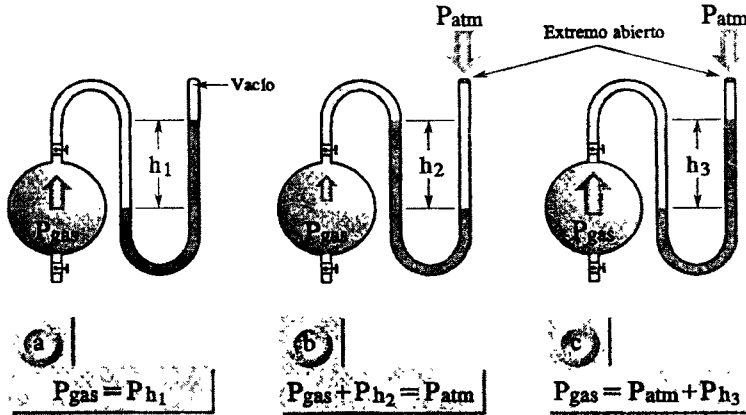
A = área o superficie donde chocan "N" moléculas

F_u = fuerza unitaria o fuerza promedio con la que colisiona cada molécula

F_R = fuerza total resultante perpendicular ejercida por las "moléculas" que actúa sobre el área "A".

Por lo expuesto anteriormente, podemos plantear también el siguiente caso: una cierta presión de gas, P, puede lograrse con un **mayor número de moléculas poco veloces** que chocan en cierta área A o con **menor número de moléculas más veloces** (con mayor energía cinética) que colisionan en el área A. En ambos casos el efecto de la fuerza total resultante será la misma, o sea la presión.

Figura 13.4 En el laboratorio, para medir la presión de un gas se emplea manómetros, que son tubos de vidrio que contienen mercurio: (a) Manómetro de presión absoluta, mide directamente la presión real del gas (b) La presión del gas es menor que la presión atmosférica (P_{atm}) (c) La presión del gas es mayor que la presión atmosférica. Además, h_1 , h_2 y h_3 son presiones en columna de mercurio.



Volumen (V)

El gas ocupa todo el volumen del recipiente; por lo tanto, su volumen es igual a la capacidad del recipiente.

Temperatura (T)

Es la medida relativa de la energía cinética promedio de las moléculas. En las leyes del estado gaseoso sólo se consideran escalas absolutas, en el Sistema Internacional se mide en grado Kelvin

TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR DE LOS GASES

Los fenómenos que ocurren en el mundo real son muy complejos, puesto que involucran muchas interacciones que varían según los diversos factores; por lo tanto, se debe considerar muchas variables. Debido a ello, en la ciencia siempre se recurre a ciertos modelos, que son la abstracción mental que tiene a imitar una realidad muy complicada para tratarla rigurosamente.

Como se planteó en un principio, los gases siempre fascinaron a muchos científicos. Así se descubrieron las leyes de los gases por parte de Boyle, Charles, Gay - Lussac, Graham, etc. Pero éstas leyes empíricas no fueron explicadas en su momento.

Como una necesidad para explicar el comportamiento y propiedades de los gases, luego hacerla extensiva al estado sólido y líquido, surgió la teoría cinética molecular, que plantea la necesidad de un modelo de gas llamado **gas ideal** o **perfecto**.

El desarrollo de la teoría cinética molecular se debe a muchos científicos. Bernoulli fue el iniciador en 1850, luego fue perfeccionada gradualmente por Clausius, Maxwell y finalmente Boltzmann.

La teoría cinética molecular es una de las más exitosas dentro de las ciencias naturales, puesto que logró explicar todas las leyes experimentales de los gases, e incluso se hizo extensiva al estado líquido y sólido.

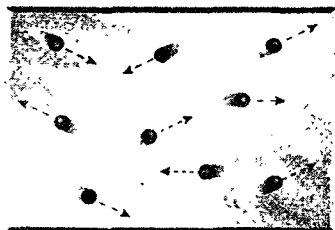
La teoría cinética molecular se basa en los siguientes postulados:

1. Las moléculas de un gas ideal son puntuales, es decir, son de forma esférica y de dimensión (volumen) despreciable.



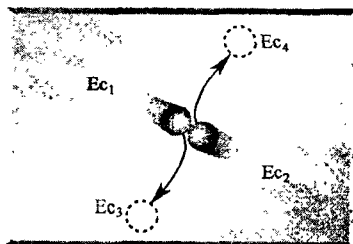
Cada molécula es como un punto matemático, es decir, casi sin dimensiones ($v_{1 \text{ molécula}} \approx 0$)

2. Las moléculas están en movimiento continuo, rápido y al azar, describiendo trayectorias rectilíneas.



Las moléculas presentan un movimiento rápido, al azar y rectilíneo, con energía cinética $Ec = \frac{1}{2}mv^2$, donde "m" es la masa de la molécula y "v" su velocidad.

3. No existe fuerzas de repulsión ni atracción molecular, es decir, las interacciones moleculares son nulas: $F_r = 0$, $F_a = 0$; por lo tanto, poseen un **movimiento libre**.
4. Los choques intermoleculares y contra las paredes del recipiente son perfectamente elásticos, es decir, no hay una pérdida neta en la energía cinética total de las moléculas.



Puede haber una transferencia de energía cinética en una colisión, pero no se produce una pérdida neta en la energía cinética total:

$$\boxed{Ec_1 + Ec_2 = Ec_3 + Ec_4} \quad \text{ó} \quad \boxed{\Delta Ec = 0}$$

5. La energía cinética media de las moléculas sólo depende de la temperatura, en forma directamente proporcional.

$$\boxed{\bar{E}_c = \frac{3}{2} kT} \Rightarrow \begin{cases} \text{A mayor } T \text{ mayor será la } \bar{E}_c \\ \text{A menor } T \text{ menor será la } \bar{E}_c \end{cases}$$

Donde:

$k \Rightarrow$ constante de Boltzmann; $k = 1,38 \times 10^{-16} \frac{\text{ergios}}{\text{K} \times \text{molécula}}$

$T \Rightarrow$ temperatura en escala absoluta (Kelvin): K

Para un mol de moléculas (N_A moléculas = $6,022 \times 10^{23}$ moléculas) la energía cinética media e

Donde:

$$\boxed{\bar{E}_c = \frac{3}{2} RT}$$

$R \Rightarrow$ constante universal de gases ideales

$R = k \times N_A = 1,38 \times 10^{-16} \times 6,022 \times 10^{23} = 8,314 \times 10^7 \frac{\text{ergios}}{\text{K} \times \text{mol}}$

6. La velocidad cuadrática media (\bar{v}) o velocidad promedio de traslación molecular depende de la temperatura y la masa o peso relativo de la molécula.

$$\boxed{\bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}} \Rightarrow \text{Unidad: } \frac{\text{cm}}{\text{s}}$$

Donde: $R = 8,314 \times 10^7 \frac{\text{ergios}}{\text{K} \times \text{mol}}$; $T \Rightarrow \text{K}$; $M \Rightarrow \text{g/mol}$

Ademas se debe tener en cuenta que: $\bar{v} = \sqrt{\frac{v_1^2 + v_2^2 + v_3^2 + \dots + v_N^2}{N}}$, es la raíz cuadrada del promedio de las "N" velocidades cuadráticas (de las "N" moléculas presentes).

La fórmula de velocidad cuadrática media podemos demostrarla matemáticamente de la siguiente manera:

Para una cierta muestra gaseosa cuya masa es "m", la energía cinética media será: $\bar{E}_c = \frac{1}{2} m \bar{v}^2$

Para 1 mol de gas ($m = M$) se tendrá: $\bar{E}_c = \frac{1}{2} M \bar{v}^2 \dots (\alpha)$

Además, del postulado 5 se tiene: $\bar{E}_c = \frac{3}{2} RT \dots (\beta)$

Igualando (α) y (β): $\frac{1}{2} M \bar{v}^2 = \frac{3}{2} RT \Rightarrow M \bar{v}^2 = 3RT \therefore \boxed{\bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}}$

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

Se tienen dos recipientes, uno de ellos contiene $O_{2(g)}$ a $27^\circ C$ y dos atmósferas de presión y el otro $N_{2(g)}$ también a $27^\circ C$ y una atmósfera de presión. ¿Cómo es la energía cinética media de las moléculas de dichos gases?

- I. En el $O_{2(g)}$ es mayor
- II. En el $N_{2(g)}$ es mayor
- III. Es igual para ambos gases

Resolución:

La energía cinética media de las moléculas gaseosas sólo depende de la temperatura, como la temperatura del $O_{2(g)}$ y el $N_{2(g)}$ es la misma, entonces la \bar{E}_c también es igual en ambos gases.

Rpta: III

Ejemplo 2

¿En qué relación deben estar las temperaturas del H_2 ($\bar{M} = 2$) y CH_4 ($\bar{M} = 16$), para que ambos gases tengan igual velocidad cuadrática media?

Resolución

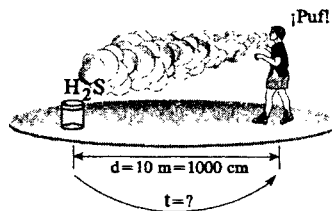
$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3RT_1}{M_{H_2}}} = \sqrt{\frac{3RT_2}{M_{CH_4}}} \Rightarrow \frac{T_1}{2} = \frac{T_2}{16} \therefore \frac{T_1}{T_2} = \frac{1}{8}$$

Ejemplo 3

Se hace estallar una bomba casera que contiene al gas pestilente H_2S a una distancia de 10 m de una persona, a $27^\circ C$.

¿En qué tiempo percibirá el olor dicha persona?

Resolución:



Datos:

Gas: H_2S ($\bar{M} = 34$)

$T: 27^\circ C = 300 K$

$d = 1000 \text{ cm}$ $t = ?$

Se sabe: $t = \frac{d}{\bar{v}}$ $\dots (\alpha)$ (\bar{v})

$$(\bar{v}) = \sqrt{\frac{3RT}{M}}, \text{ reemplazando valores:}$$

$$\sqrt{\frac{3 \left(8,314 \times 10^7 \frac{\text{Ergio}}{\text{mol}} \right) (300K)}{\left(34 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}} = 4,7 \times 10^4 \frac{\text{cm}}{\text{s}}$$

Reemplazando en (α)

$$t = \frac{d}{\bar{v}} = \frac{1000 \text{ cm}}{4,7 \cdot 10^4 \frac{\text{cm}}{\text{s}}} = 0,02 \text{ s}$$

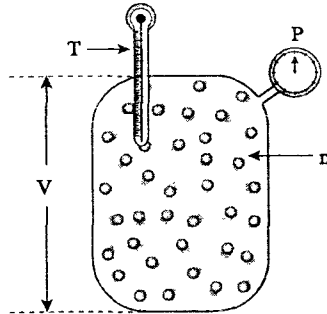
Un gas real **tiende** a un **comportamiento ideal**, a presiones bajas y **temperaturas altas**, porque a dichas condiciones las **fuerzas intermoleculares tienden a cero**.

A condiciones ambientales (un promedio de $25^\circ C$ y una atm de presión). Los gases muy ligeros (de menor peso molecular) tal como H_2 y He tienden mejor a un comportamiento ideal.

Se debe recordar, de que un **gas ideal** sólo es una percepción mental o un gas hipotético; por lo tanto, es obvio que no existe.

ECUACIÓN UNIVERSAL DE GASES IDEALES

Figura 13.5 Un estado particular de una cantidad dada (n) de gas está definida por funciones de estado (presión, volumen y temperatura).



Es denominada también **ecuación de estado** de los gases ideales, porque nos permite establecer una relación de funciones de estado, que definen un estado particular de una cierta cantidad de gas (n).

$$PV = nRT \dots\dots\dots (1)$$

Donde: $n = \frac{m}{M}$

- R ⇒ constante universal de gases
- V ⇒ Volumen del gas, debe medirse siempre en litros (L)
- T ⇒ Temperatura del gas, debe medirse en escala Kelvin (K)
- P ⇒ Presión absoluta del gas

A continuación señalamos los principales valores de la constante universal de gases (R) que se utilizan al aplicar la ecuación universal. **Sólo dependen** de las **unidades de presión** que se deben emplear.

Valores de R. Si la presión se expresa en:

- **Atmósfera** ⇒ $R = 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}}$
- **mmHg ó Torr** ⇒ $R = 62,4 \frac{\text{mmHg} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}}$
- **kilopascal** ⇒ $R = 8,3 \frac{\text{kPa} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}}$

Veamos las otras formas de expresar la ecuación universal:

$$PV = \frac{m}{M} RT \dots\dots (2)$$

Donde m es la masa en gramos del gas y \bar{M} es la masa molar del gas, expresado en g/mol

En función a la densidad $\left(D = \frac{m}{V} \right)$ del gas tenemos: $P\bar{M} = \frac{m}{V} RT \Rightarrow P\bar{M} = DRT \dots\dots (3)$

La expresión (3) nos indica que la **densidad del gas es inversamente proporcional a la temperatura y directamente proporcional a la presión**. Si aumentamos la presión, el volumen disminuye, por lo que la **densidad aumenta**; si **aumentamos la temperatura** el volumen aumenta, por lo tanto, la **densidad disminuye**

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

Hallar la presión en kPa que ejercen 10 gramos de $H_{2(g)}$ contenido en un balón de acero de 10 litros de capacidad a $7^\circ C$

Resolución:

Datos:

Gas: $H_2(\bar{M}=2)$

$$V = 10 \text{ L} \quad T = 7^\circ C + 273 = 280 \text{ K}$$

$$m = 10 \text{ g} \quad P = ??$$

Recemplazando en la ecuación (2): $PV = \frac{m}{M} RT$, se

tiene:

$$(P)(10 \text{ L}) = \left(\frac{10 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} \right) \left(\frac{8,3 \text{ kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (280 \text{ K})$$

Efectuando: $P = 1162 \text{ kPa}$

Ejemplo 2

Hallar la densidad del propano (C_3H_8) contenido en un balón a 700 torr y $68^\circ F$.

Resolución:

Datos:

Gas: $C_3H_8(\bar{M}=44)$

$$P = 700 \text{ mmHg} \quad T = 68^\circ F$$

$$D = ?$$

$$\frac{^\circ F - 32}{9} = \frac{K - 23}{5} \Rightarrow \frac{68 - 32}{9} = \frac{K}{5}$$

Efectuando: $K = 293$

Reemplazando en la ecuación (3): $P\bar{M}=DRT$, tenemos

$$(700 \text{ torr}) \left(44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = (D) \left(62,4 \frac{\text{torr} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (293 \text{ K})$$

Efectuando: $D = 1,68 \text{ g/L}$

Ejemplo 3

En un balón de acero cuya capacidad es de 60 litros se tiene oxígeno a $27^\circ C$ y 0,82 atm de presión. ¿Cuál es la masa de oxígeno contenido en el balón?

Resolución:

Datos:

$$\text{Gas : } O_2(\bar{M} = 32) \left\{ \begin{array}{l} V = 60 \text{ L} \\ P = 0,82 \text{ atm} \\ m_{O_2} = ? \\ T = 27^\circ C = 300 \text{ K} \end{array} \right.$$

Sea sabe: $PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow m = \frac{PVM}{RT}$

$$m = \frac{0,82 \times 60 \times 32}{0,082 \times 300} = 64 \text{ g}$$

VOLUMEN MOLAR (V_m)

Es el **volumen** que ocupa **1 mol-gramo de un gas** a una **determinada presión y temperatura**. Su valor no depende de la naturaleza del gas, es decir, si se tiene el valor de la presión y la temperatura, se conoce el volumen molar

$$V_m = \frac{V}{n} \quad \left(\frac{\text{litros}}{\text{mol}} \right)$$

De la ecuación universal tenemos: $PV = nRT$

Si $n = 1 \text{ mol} \Rightarrow V = V_m \quad \therefore \boxed{PV_m = RT} \quad \text{ó} \quad \boxed{V_m = \frac{RT}{P}} \quad \dots (4)$

Como mencionamos anteriormente, el volumen molar solo depende de P y T.

Ejemplo

Hallar el volumen molar de helio (P.A.=4) a 8,2 atm y 127°C

Resolución:

El volumen molar no depende del tipo de gas, luego el volumen molar de He a $P = 8,2 \text{ atm}$ y

$T = 127^\circ\text{C} + 273 = 400 \text{ K}$ será: $V_m = \frac{RT}{P} = \frac{0,082 \times 400}{8,2} = 4 \text{ L/mol}$

¿Cuál es el volumen molar en condiciones normales (C.N.) de presión y temperatura?

En condiciones normales el sistema gaseoso presenta una presión y temperatura definida:

$P_0 = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$ y $T_0 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$

Entonces el volumen molar normal será un valor constante, independiente del tipo o naturaleza del gas.

$$V_{m_0} = \frac{RT_0}{P_0} = \frac{0,082 \cdot \text{atm} \cdot \text{L} \times 273 \text{ K}}{\text{mol} \cdot \text{K} \times 1 \text{ atm}} \Rightarrow \boxed{V_m = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}}$$

Interpretación: A condiciones normales (C.N.).

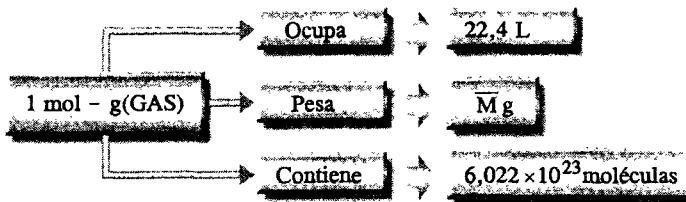
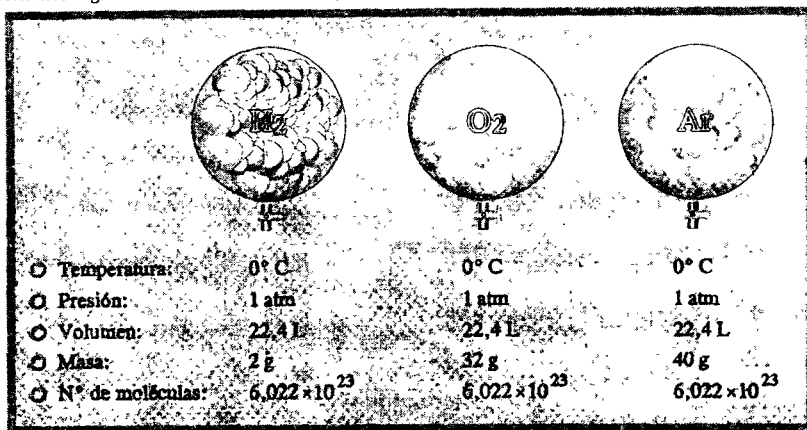


Figura 13.6 A condiciones normales, un mol-g de tres gases distintos, ocupa cada uno 22,4 L (V_{m_0} , volumen molar normal) y contienen igual número de moléculas (un mol de moléculas).



Ejercicio:

En 448 L de NH_3 (amoníaco gaseoso) a C.N. Calcular:

- I. Número de moles
- II. La masa de NH_3
- III. Número de moléculas y número de átomos
- IV. La densidad de NH_3

Resolución:

Gas = NH_3 ($\bar{M} = 17u.m.a$)

I.

Teoría : 1 mol (NH_3) — 22,4 L
 Problema : n — 448 L } $n = 20$ moles

Generalizando a C.N.:
$$n = \frac{V}{V_{m_0}}$$

II.

Teoría : 17g — 22,4 L
 Problema : m — 448 L } $m = 340$ g

III.

Teoría : En 22,4 L — N_A moléculas
 Problema : En 448 L — N } $N = 20N_A$ moléculas

Además se nota que cada molécula de NH_3 posee cuatro átomos (un átomo de N y tres átomos de H)

$$\therefore \text{Número de átomos} = 4 \times 20N_A = 80N_A$$

IV. Se sabe: $n = \frac{m}{\bar{M}}$, también $n = \frac{V}{V_m}$

$$\text{A C.N.: } n = \frac{m}{\bar{M}} = \frac{V_0}{V_{m_0}} \Rightarrow \underbrace{\frac{W}{V_0}}_{D_0} = \frac{\bar{M}}{V_{m_0}}$$

$$\therefore D_0 = \frac{\bar{M}}{V_{m_0}}$$

$$\text{Para } NH_3: D_0 = \frac{17 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ L/mol}} = 0,76 \text{ g/L}$$

Otra forma de evaluar la " D_0 " sería aplicando la ecuación universal: $P_0 \bar{M} = D_0 RT_0$, pero es mucho más operativo. Evidentemente, obtendremos el mismo resultado.

LEY DE AVOGADRO

Amadeo Avogadro, químico italiano (1 776 - 1 856), para explicar la ley de combinación química en fase gaseosa (propuesto por Gay - Lussac), en 1 811 planteó una hipótesis que actualmente se llama Ley de Avogadro.

A las mismas condiciones de presión y temperatura (condiciones de Avogadro), los volúmenes de dos gases están en la misma relación que sus números de moléculas (número de moles).

Condición de Avogadro: P y T = constante

$$\text{Para gas "A": } PV_A = n_A RT \dots \dots (\alpha)$$

$$\text{Para gas "B": } PV_B = n_B RT \dots \dots (\beta)$$

$$\text{Dividiendo } (\alpha) \div (\beta): \boxed{\frac{V_A}{V_B} = \frac{n_A}{n_B}}$$

Si los gases ocupan **igual volumen** ($V_A = V_B$) entonces contienen igual número de moles; por lo tanto, igual número de moléculas: $n_A = n_B$

→ Número de moléculas de gas "A" = número de moléculas de gas "B"

Corolario de la Ley de Avogadro

"A igual P y T (condiciones de Avogadro), el volumen molar (V_m) es igual para cualquier gas" .

$$\text{Para gas "A": } PV_{m(A)} = RT \dots \dots (1)$$

$$\text{Para gas "B": } PV_{m(B)} = RT \dots \dots (2)$$

$$(1) \div (2): \boxed{V_{m(A)} = V_{m(B)}}$$

De acuerdo con la Ley de Avogadro, la relación entre los volúmenes que intervienen en una reacción es necesariamente idéntica a la relación entre moléculas. El propio Avogadro introdujo, para explicar las reacciones entre gases de acuerdo con esto, la idea de que los elementos gaseosos podían estar compuestos por moléculas diatómicas y no por átomos individuales.

La Ley de Avogadro introducía, además la idea de considerar cantidades de cualquier sustancia que contuvieran el mismo número de partículas (átomos o moléculas) dando lugar así al concepto de **mol**.

• Para el estado (1): $\frac{P_1 V_1}{T_1} = K \dots (\alpha)$

• Para el estado (2): $\frac{P_2 V_2}{T_2} = K \dots (\beta)$

Iguando (α) y (β) : $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ Ecuación general de gases para dos estados particulares

Generalizando para varios estados de una muestra gaseosa tenemos:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_3 V_3}{T_3} = \dots = \text{constante}$$

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

Si en un sistema cerrado la presión absoluta de un gas se duplica, la temperatura absoluta aumenta en un 20 %. ¿En qué porcentaje habrá variado su volumen?

Resolución:

Al inicio	Al final
$P_1 = P$	$P_2 = 2P$
$T_1 = T$	$T_2 = \left(\frac{120}{100}\right) T$
$V_1 = V$	$V_2 = ?$

Como la masa es constante, aplicamos la ecuación general

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{(P)(V)}{(T)} = \frac{(2P)(V_2)}{\left(\frac{120}{100}\right) T}$$

Efectuando obtenemos:

$V_2 = 0,6 V$ ó 60 % de volumen inicial

Entonces el volumen ha disminuido en 40 %

$(\Delta V = V - 0,6 V = 0,4 V)$

Ejemplo 2

Un globo sonda que contiene helio a nivel del mar tiene un volumen de 10 litros a 25°C y una atm de presión. El globo se eleva una cierta altura donde la temperatura es 17°C y la presión es 500 mmHg. ¿Cuál es el nuevo volumen del globo?

Resolución:

Al inicio	Al final
$V_1 = 10 L$	$V_2 = ?$
$P_1 = 760 \text{ mmHg}$	$P_2 = 500 \text{ mmHg}$
$T_1 = 25^\circ C = 298 K$	$T_2 = 17^\circ C = 290 K$
n	n

Aplicando la ecuación general y reemplazando valores tendremos:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{760 \times 10}{298} = \frac{500 \times V_2}{290}$$

Efectuando: $V_2 = 14,8 L$

Ejemplo 3

¿Qué volumen ocuparía 2,5 L de N₂ que se encuentra a 20°C y 2 atm. Si lo trasladamos a C.N.?

Resolución:

Se cumple: $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$

$$\frac{2 \times 2,5}{293} = \frac{1 \times V_0}{273} \Rightarrow V_0 = 4,66 L$$

LEYES DEL ESTADO GASEOSO (PROCESOS RESTRINGIDOS)

Son leyes experimentales (empíricas), descubiertas por diferentes científicos y en diferentes épocas, quienes realizaron trabajos cuidadosos con los gases reales.

Como una necesidad para explicar estas leyes experimentales, los científicos tuvieron que crear la teoría cinética molecular e inventar un modelo perfecto de gas (gas ideal), como señalamos anteriormente.

La teoría cinética molecular tuvo un éxito espectacular al explicar satisfactoriamente estas leyes y otras como la ley de difusión gaseosa de Graham.

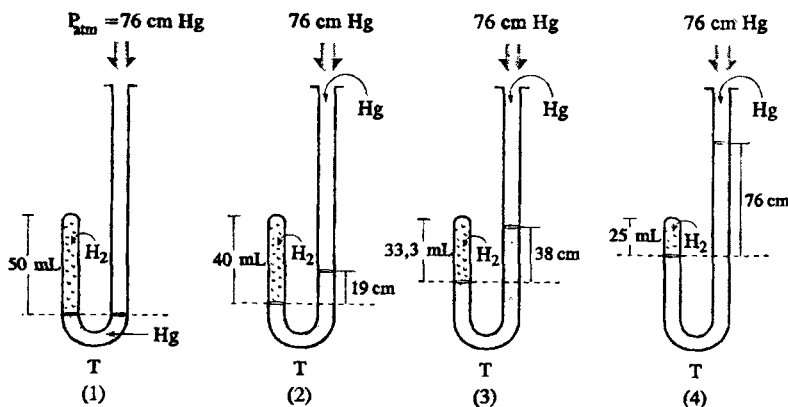
1. LEY DE ROBERT BOYLE (1662): Proceso Isotérmico

Robert Boyle, fue uno de los primeros científicos experimentales. Además de descubrir la ley de los gases inventó la bomba de vacío y mostró que el aire es necesario para la combustión, respiración y la transmisión del sonido. En su famosa obra *El químico escéptico* propuso que la materia está compuesta de diversas partículas, que se pueden agrupar entre sí, formando sustancias químicas. Por lo tanto atacaba frontalmente a la teoría de los cuatro elementos (agua, tierra, aire y fuego) de Aristóteles.

Abate E. Mariotte, físico francés, en 1676 formuló con mayor precisión la ley de Boyle como resultado de sus experimentos de compresibilidad de gases; por lo que se le conoce también como la ley de Boyle-Mariotte. Esta ley podemos plantearla de la siguiente manera:

Para una misma masa gaseosa ($n = \text{clé.}$), si la temperatura permanece constante (proceso isotérmico), la presión absoluta varía en forma inversamente proporcional a su volumen.

Figura 13.7 Experimentos similares realizó Boyle. Se observa que cuando la presión aumenta, el volumen disminuye si la temperatura y la cantidad de gas permanecen constantes.



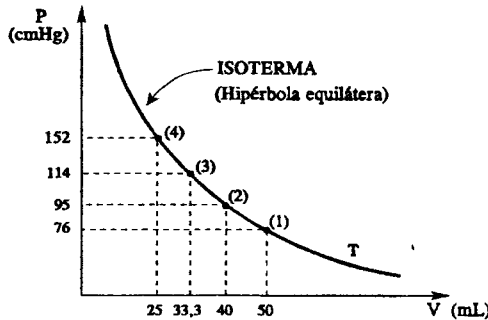
Llevando a una tabla los valores de presión y volumen para cada estado del gas observado en el experimento a temperatura constante, tenemos:

Estado	P(cmHg)	V(mL)	P×V(cmHg×mL)
1	76	50	3 800
2	95	40	3 800
3	114	33,33	3 800
4	152	25	3 800

La tabla anterior nos muestra claramente que el volumen varía inversamente proporcional a la presión por lo que el producto P×V toma un valor constante. Observar también (estado (1) y (4), que si la presión se duplica el volumen se reduce a la mitad.

Explicación según la teoría cinética molecular: al no variar la temperatura, la energía cinética (por lo tanto la velocidad) de las moléculas no varía, pero al disminuir el volumen, la distancia recorrida para colisionar contra la pared del recipiente disminuye por lo tanto **aumenta** la frecuencia de choques moleculares por unidad de área, aumentando así la **presión**. Por lo tanto el volumen varía inversamente proporcional a la temperatura.

Graficando P vs. V



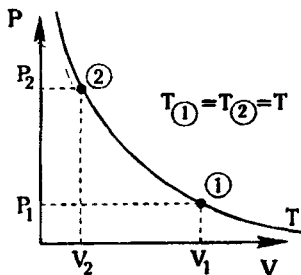
La relación inversa de la presión y el volumen se puede escribir: $P \propto \frac{1}{V} \left(\begin{matrix} n = \text{cte} \\ t = \text{cte} \end{matrix} \right)$, significa que la presión es inversamente proporcional al volumen, si se mantiene constante el número de moles y la temperatura.

Introduciendo una constante de proporcionalidad (K_T , constante de Boyle) tenemos:

$$P = \frac{1}{V} \cdot K_T \Rightarrow \boxed{PV = K_T}$$

Para dos estados, inicial (1) y final (2) tenemos la siguiente relación:

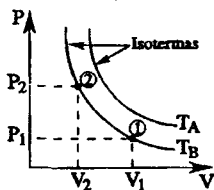
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



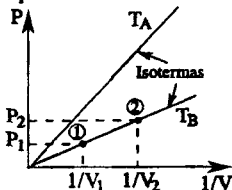
Se observa:

$V_1 > V_2 \Rightarrow P_1 < P_2$, lo que demuestra la variación inversa entre la presión absoluta y el volumen, si la temperatura permanece constante.

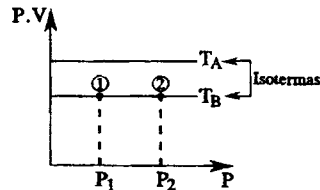
Para dos cantidades inversamente proporcionales, el gráfico resulta una curva hiperbólica equilátera que es asintótica a los ejes P y V. Pero si se gráfica la presión absoluta versus la inversa del volumen, la relación es directamente proporcional y el gráfico es una recta. A continuación se indica dos isotermas en diferentes planos:



$$T_A > T_B$$



$$T_A > T_B$$



$$T_A > T_B$$

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

Se desea comprimir 10 litros de oxígeno O_2 , a temperatura ambiental, que se encuentra a 90 kPa, hasta un volumen de 500 mL. ¿Qué presión en atmósfera hay que aplicar?

Resolución

Estado inicial (1)	Estado final (2)
$V_1 = 10 \text{ L}$	$V_2 = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$
$P_1 = 90 \text{ kPa}$	$P_2 = ?$
$T; n$	$T; n$

Aplicando: $P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow 90 \times 10 = P_2 \times 0,5$

Efectuando:

$$P_2 = 1800 \text{ kPa} \times \frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = 17,77 \text{ atm}$$

Ejemplo 2

El CO_2 gaseoso ocupa dos litros a 8 atm de presión. Si lo trasladamos íntegramente a un recipiente de 10 litros de capacidad, ¿qué presión ejercerá en Torricelli? El proceso fue isotérmico.

Resolución:

Estado inicial (1)	Estado final (2)
$V_1 = 2 \text{ L}$	$V_2 = 10 \text{ L}$
$P_1 = 8 \text{ atm}$	$P_2 = ?$
$T; n$	$T; n$

Por Boyle: $P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow 8 \times 2 = P_2 \times 10$

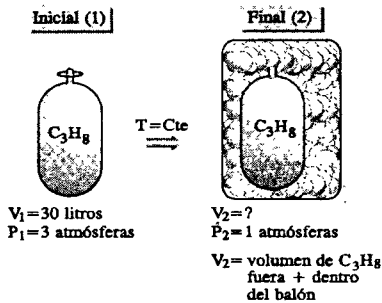
Efectuando:

$$P_2 = 1,6 \text{ atm} \times \frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} = 1216 \text{ torr}$$

Ejemplo 3

Un balón de acero de 30 litros de capacidad contiene propano, $C_3H_8(g)$, a tres atmósferas de presión. Si se abre completamente la válvula y se deja expandir hasta la presión normal; ¿qué volumen de C_3H_8 a presión normal habrá escapado?. El proceso se realizó a temperatura constante.

Resolución:



Aplicando la Ley de Boyle

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$(3 \text{ atm})(30 \text{ L}) = (1 \text{ atm})(V_2)$$

$$\Rightarrow V_2 = 90 \text{ litros}$$

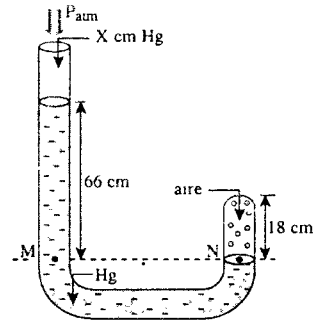
Este es el volumen total final, pero en el balón todavía queda algo de gas cuyo volumen es 30 litros

$$\Rightarrow \text{volumen que escapó} = 90 \text{ L} - 30 \text{ L}$$

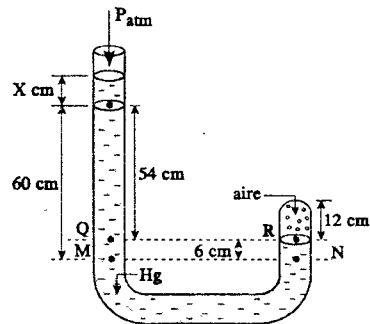
$$= \boxed{60 \text{ litros}}$$

Ejemplo 4

¿Cuántos centímetros de mercurio debemos adicionar en la rama izquierda del tubo en forma de U de sección transversal uniforme, para que la altura del aire encerrado disminuya en 1/3 de su valor? Asuma presión atmosférica normal y temperatura constante en el proceso.



Resolución:



De la figura inicial tenemos:

Presión (M) = Presión (N)

$$66 \text{ cmHg} + 76 \text{ cmHg} = P_{\text{AIRE } \textcircled{1}}$$

$$\Rightarrow P_{\text{AIRE } \textcircled{1}} = 142 \text{ cmHg}$$

Además $V_{\text{AIRE } \textcircled{1}} = 18 \times \text{Área}$

Al adicionar "x" cm de Hg el sistema quedará según la figura final indicada

Presión (Q) = Presión (R)

$$54 \text{ cmHg} + x \text{ cmHg} + 76 \text{ cmHg} = P_{\text{AIRE } \textcircled{2}}$$

$$\Rightarrow P_{\text{AIRE } \textcircled{2}} = (130 + X) \text{ cmHg}$$

$V_{\text{AIRE } \textcircled{2}} = 12 \times \text{Área}$

Luego por Ley de Boyle

$$P_{\text{AIRE } \textcircled{1}} \cdot V_{\text{AIRE } \textcircled{1}} = P_{\text{AIRE } \textcircled{2}} \cdot V_{\text{AIRE } \textcircled{2}}$$

$$(142 \text{ cmHg})(18 \times \text{Área}) = (130 + X \text{ cmHg})(12 \times \text{Área})$$

$$\Rightarrow \boxed{X = 83 \text{ cm de Hg}}$$

2. LEY DE JACQUES CHARLES (1 787): Proceso Isobárico

Físico francés, fue pionero de los vuelos con globos que contienen gases calientes o globos aerostáticos. Charles, con ciertas limitaciones económicas, nunca llegó a publicar su trabajo. Gay-Lussac lo encontró por causalidad. Repitió el trabajo de Charles y publicó sus trabajos en 1 802.

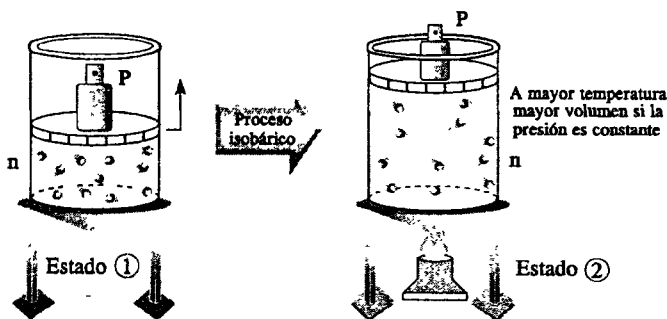
Charles, en 1 873, logró elevar un globo aerostático con un hombre. Este hecho impresionó tanto a Luis XVI, que le montó un laboratorio en la Sorbona.

La ley de los gases podemos plantearla de la siguiente manera:

Para cierta masa gaseosa ($n = \text{cte.}$), si la presión es constante (proceso **isobárico**), entonces su volumen varía en forma directamente proporcional a la temperatura.

Por lo tanto una muestra de gas se expande cuando se le calienta y se contrae cuando se le enfría.

Analicemos la siguiente figura:



Explicación según la teoría cinética molecular: Al aumentar la temperatura, la energía cinética de las moléculas aumenta, pero este aumento de velocidad de las moléculas se compensa con el aumento de espacio que debe recorrer para colisionar (al aumentar el volumen), por lo que la frecuencia de choques o colisiones no se altera; por lo tanto, la presión no varía. En conclusión, el volumen varía directamente proporcional a la temperatura.

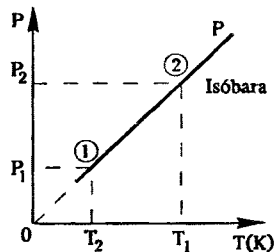
La relación del volumen y la temperatura absoluta quedaría expresada de la siguiente forma:

$$V \propto T \left(\begin{matrix} n = \text{cte} \\ p = \text{cte} \end{matrix} \right) \Rightarrow V = K_p T \quad \text{ó} \quad \boxed{\frac{V}{T} = K_p}$$

Para dos estados, inicial (1) y final (2) será:

$$\boxed{\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}}$$

Gráficas: P vs, T



$$P_{\textcircled{1}} = P_{\textcircled{2}} = P$$

$$T_2 > T_1 \rightarrow V_2 > V_1$$

La recta, llamada isóbara, esta formada por infinitos puntos (cada punto es un estado particular del gas) que se encuentran a la misma presión, cuya magnitud es "P".

Observamos que a 0K (cero Kelvin), la presión del gas es cero, lo que se justifica porque dicha temperatura hipotética no existe movimiento molecular.

La ecuación de recta (isóbara) obtenida por Charles en función de la temperatura en escala relativa Celsius (t) es la siguiente:

$$V = V_0 + \alpha \cdot V_0 t \quad \text{ó} \quad V = V_0 (1 + \alpha \cdot t)$$

Donde:

V_0 = volumen inicial del gas a 0°C

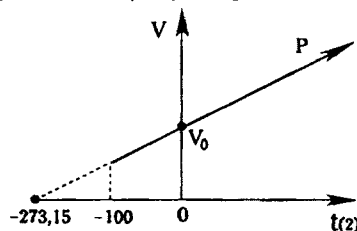
V = volumen final del gas a una temperatura "t" grados Celsius

α = coeficiente cúbico de expansión térmica del gas. El valor experimental obtenido es de

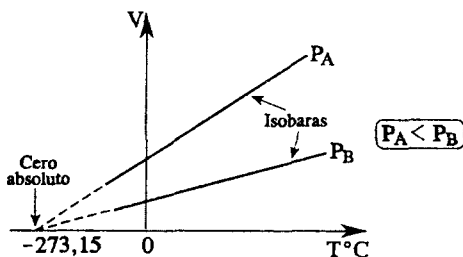
$$\alpha = \frac{1}{273,15}$$

Esto significa que si se aumenta la temperatura en 1°C el volumen del gas aumenta en 1/273,15 su valor a 0°C.

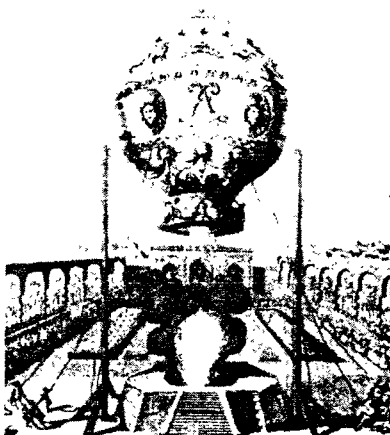
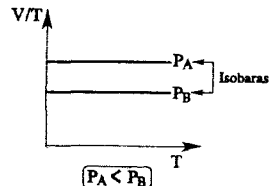
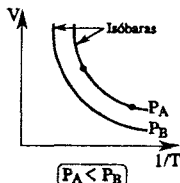
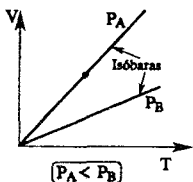
La gráfica (línea punteada) nos muestra que experimentalmente no es posible llegar al cero absoluto (-273,15°C), debido a que a temperaturas muy bajas el gas se licúa (pasa al estado líquido).



La siguiente gráfica nos muestra, para cualquier presión (P_A , P_B o cualquier otro valor) y para cualquier gas, que las isóbaras se intersectan en el cero absoluto ($-273,15^\circ\text{C}$).



La gráfica V vs. T (temperatura absoluta en Kelvin) es una recta que pasa por el origen de coordenadas, pero si se grafica el volumen con la inversa de la temperatura absoluta, la gráfica es una curva hiperbólica equilátera.



El primer globo aerostático que contenía aire caliente fue hecho por J. Charles, quien logró que el globo ascendiera más de 6 000 metros sobre el nivel del mar, en noviembre de 1783.



Globo-Sonda: los observatorios meteorológicos, lanzan estos globos para sondear las condiciones de la atmósfera e informar a los aeropuertos sobre las condiciones del tiempo.

Ejemplo 1

A presión constante, un volumen de 600 cm³ de gas sufre un calentamiento de 104°F a 122°F. ¿Cuál es el nuevo volumen que ocupa el gas?

Resolución:

Si la presión es constante, se cumple la Ley de Charles

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{600 \text{ cm}^3}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \dots (\alpha)$$

Convertimos 104°F a K:

$$\frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{\text{K} - 273}{5}$$

$$\frac{104 - 32}{9} = \frac{\text{K} - 273}{5} \Rightarrow \text{K} = 313 = T_1$$

También convertimos 122°F a K:

$$\frac{122 - 32}{9} = \frac{\text{K} - 273}{5} \Rightarrow \text{K} = 323 = T_2$$

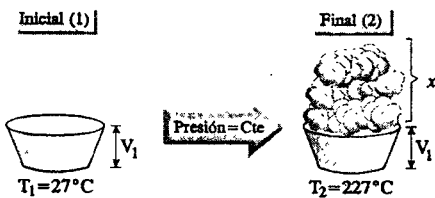
Reemplazando en (α):

$$\frac{600 \text{ cm}^3}{313} = \frac{V_2}{323} \Rightarrow V_2 = 619,17 \text{ cm}^3$$

Ejemplo 2

Una vasija abierta es calentada de 27°C a 227°C. ¿Qué porcentaje en volumen de aire habrá escapado?

Resolución:



El calentamiento es a presión constante (presión atmosférica); por lo tanto, se cumple:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_1 + x}{T_2}$$

$$\Rightarrow \frac{V_1}{(27 + 273)\text{K}} = \frac{V_1 + x}{(227 + 273)\text{K}}$$

De donde:

$$\frac{5}{3} V_1 - V_1 = x \Rightarrow x = \frac{2}{3} V_1 = 0,666 V_1$$

Luego, el volumen que ha escapado es los 2/3 del volumen inicial o el 66,6 % del volumen inicial.

Ejemplo 3

Un globo, cuyo volumen es de dos litros y a temperatura ambiental, 25°C, se coloca dentro de una refrigeradora un buen rato, donde la temperatura promedio es de 1°C. ¿Cuál es el nuevo volumen del aire dentro del globo?

Resolución:

La presión atmosférica, fuera y dentro de la refrigeradora es la misma, por lo tanto, el proceso es isobárico.

Inicial (1)	Final (2)
V ₁ = 2 L	V ₂ = ?
T ₁ = 298 K	T ₂ = 274 K
P ; n	P ; n

Aplicando la ley de Charles y reemplazando valores tenemos:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{2}{298} = \frac{V_2}{274}$$

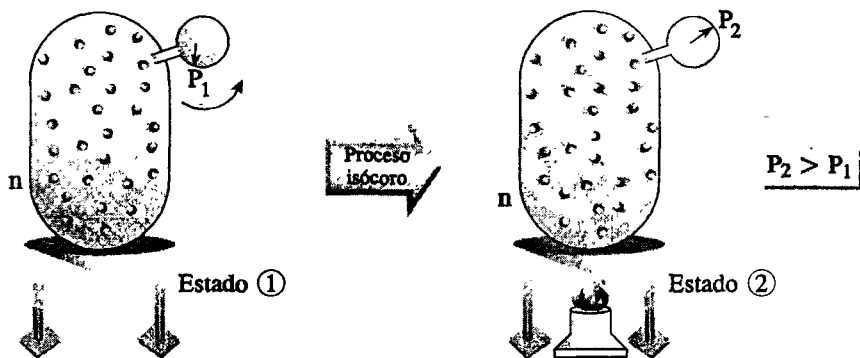
Efectuando: V₂ = 1,83 L

3. LEY DE GAY - LUSSAC (1 802): PROCESO ISÓCORO O ISOMÉTRICO

Joseph Gay-Lussac, científico francés, realizó trabajos similares que Charles y era también muy aficionado a los globos. En 1 804, ascendió hasta 7 000 m en un globo lleno de hidrógeno, marca récord que permaneció imbatida durante 50 años. A diferencia de Charles, Gay - Lussac mostraba gran interés por la química, así logró aislar el elemento boro, preparó FH (fluoruro de hidrógeno) y la identificación del ácido cianhídrico o prúsico (HCN), un gas muy tóxico y venenoso. También descubrió la ley estequiométrica de la combinación de gases en una relación volumétrica sencilla y constante.

Si el volumen de un gas permanece constante (proceso isócoro) para una cierta masa de un gas, su presión absoluta varía directamente proporcional a la temperatura.

Analicemos un experimento, en base a la siguiente figura:



Explicación según la teoría cinética molecular: al aumentar la temperatura, aumenta la velocidad de las moléculas, como el volumen no varía entonces la frecuencia de choques por unidad de área aumenta, por lo que la **presión aumenta**. Por lo tanto, la presión varía directamente proporcional a la temperatura.

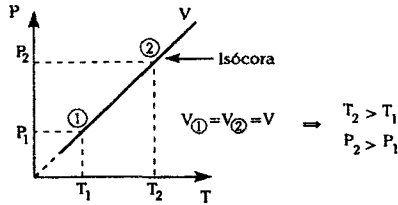
Matemáticamente podemos plantearlo de la siguiente manera:

$$P \propto T \left(\begin{array}{l} n = \text{cte} \\ V = \text{cte} \end{array} \right) \Rightarrow \boxed{\frac{P}{T} = K_V}$$

Para dos estados del gas (inicial y final) tendremos:

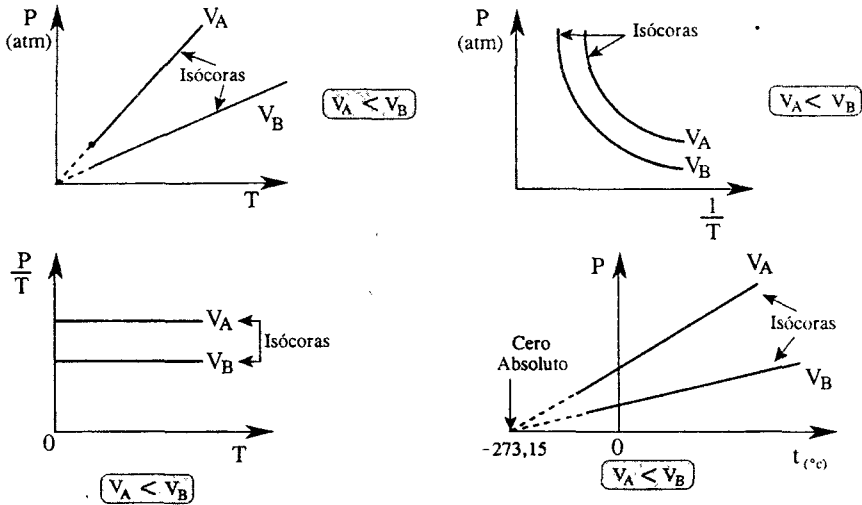
$$\boxed{\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}}$$

Gráficamente, la Ley de Gay - Lussac queda representada así:



La **isócora** (recta) formada por infinitos puntos (cada punto es un estado particular del gas) a volumen constante de magnitud "V". Además la línea punteada indica que nunca el volumen del gas llegaría a ser cero, porque a temperaturas bajas se produciría la licuación del gas.

Otros gráficos de esta ley son similares a los gráficos de la Ley de Charles:



Matemáticamente las gráfica anteriores se pueden representar mediante las siguientes ecuaciones:

$$\frac{P}{T} = K_v, \text{ si } y = P, x = \frac{1}{T} \Rightarrow yx = K_v \text{ (ecuación de una hipérbola)}$$

$$\frac{P}{T} = K_v, \text{ si } y = \frac{P}{T} \Rightarrow y = K_v \text{ (ecuación de una recta horizontal o con pendiente nula)}$$

$$\frac{P}{V} = K_v \Rightarrow \frac{P}{t + 273,15} = K_v \Rightarrow P = K_v t + 273,15 K_v$$

Si $y = P$, $x = t \Rightarrow y = K_v x + 273,15 K_v$ (ecuación de una recta que no pasa por origen de coordenadas y pendiente K_v)

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

Un balón de acero de 20 L de capacidad contiene oxígeno a 30°C y tres atm de presión. Si la temperatura se eleva en 60°F. ¿Cuál será la nueva presión en kPa?

Resolución:

Inicial (1)	Final (2)
R = 3 atm	P ₂ = ?
T ₁ = 30°C = 303 K	T ₂ = T ₁ + ΔT
V ; n	V ; n

Primero convertimos el aumento de temperatura (60°F) en Kelvin

$$\frac{\Delta^{\circ}\text{F}}{9} = \frac{\Delta\text{K}}{5} \Rightarrow \frac{60}{9} = \frac{\Delta\text{K}}{5} \Rightarrow \Delta\text{K} = 33,3$$

Luego, T₂ = 303 + 33,3 = 336,3 K como el

volumen es constante, aplicamos: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

$$\frac{3}{303} = \frac{P_2}{336,3} \Rightarrow P_2 = 3,33 \text{ atm}$$

$$P_2 = 3,33 \text{ atm} \times \frac{101,3 \text{ kPa}}{1 \text{ atm}} = 337,3 \text{ kPa.}$$

Ejemplo 2

Si a una lata de aerosol se le incinera, llega un momento en que estalla. ¿Qué ley de los gases explica este fenómeno?

Resolución:

El gas freón que se encuentra dentro de la lata al elevar su temperatura aumenta su presión que vence la resistencia de la lata y ésta revienta. Se está cumpliendo la ley de Gay-Lussac

Ejemplo 3

Un neumático de automóvil fue usado en verano a 86°F y la aguja de un manómetro marcó 303,9 kilopascal, al usar el mismo neumático, en invierno a 59°F ¿Cuánto marcará la aguja del manómetro? Considere la presión atmosférica normal.

Resolución:

Como se trata del mismo neumático, entonces el volumen es constante y con la misma masa de gas, entonces se cumple la Ley de Gay-Lussac:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \dots\dots\dots (I)$$

En el verano:

$$P_1 = P_{\text{man}} + P_{\text{atm}} = 303,9 \text{ kPa} + 101,3 \text{ kPa} = 405,2 \text{ kPa}$$

$$T_1 = 86^{\circ}\text{F} \rightarrow \text{K}$$

$$\frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{\text{K} - 273}{5}$$

$$\frac{86 - 32}{9} = \frac{\text{K} - 273}{5}$$

Efectuando: K = 303

En el invierno:

$$P_2 = P_{\text{man} \textcircled{2}} + 101,3 \text{ kPa}$$

$$T_2 = 59^{\circ}\text{F} < > 288\text{K}$$

Reemplazando en (I):

$$\frac{405,2 \text{ kPa}}{303 \text{ K}} = \frac{P_{\text{man} \textcircled{2}} + 101,3 \text{ kPa}}{288 \text{ K}}$$

$$\Rightarrow P_{\text{man} \textcircled{2}} = 283,8 \text{ kPa}$$

Finalmente debemos señalar lo siguiente: las leyes empíricas que terminamos de desarrollar se cumplen con mayor precisión para los gases ideales. Los gases reales cumplen estas leyes sólo a temperaturas altas y presiones bajas. A temperatura ambiental los gases reales ligeros (de menor peso molecular) como el H₂ y He tienen un comportamiento ideal; por lo tanto, cumplen mejor estas leyes.

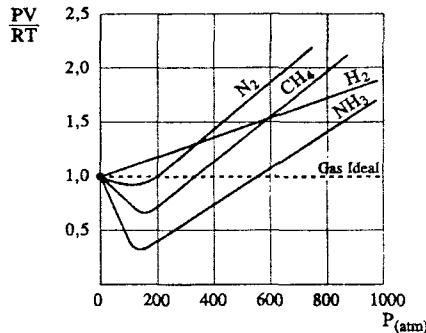
DESVIACIÓN DEL COMPORTAMIENTO IDEAL
(GASES REALES)

Al exponer la teoría cinética molecular de los gases, se ha asumido que las moléculas no ejercen entre sí fuerzas de atracción ni de repulsión, asimismo se ha despreciado el volumen de las moléculas, un gas que cumple con esta teoría es un gas ideal.

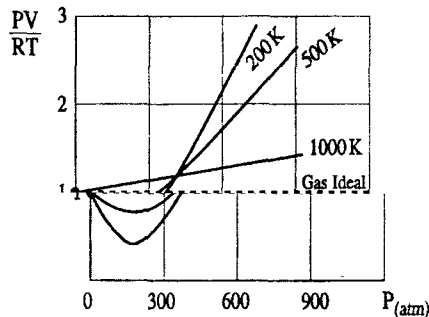
En la práctica, las fuerzas de atracción molecular existen y permiten a los gases condensarse y pasar al estado líquido (gas licuado).

Figura 13.8

a) *Isotermas de gases reales (N_2 , H_2 , CH_4 y NH_3), cuando graficamos PV/RT vs. P (presión) para un mol ($n=1$) de gas. Se observa que a presiones más altas hay mayor desviación respecto al comportamiento ideal.*



b) *Tres isotermas para 1 mol ($n = 1$) de nitrógeno (N_2). Se observa que a elevada temperatura (1 000 K) se acerca más al comportamiento ideal y a baja temperatura (200 K) se desvía más del comportamiento ideal. A presión baja y temperatura elevada, tiende mejor al comportamiento ideal.*



Para los gases reales se observan desviaciones mayores a medida que la presión aumenta.

A presiones altas, la densidad del gas aumenta, las moléculas están más cerca entre sí y las fuerzas de atracción son considerables, en este caso, hay mayor desviación al comportamiento ideal.

Al disminuir la temperatura de un gas, disminuye la energía cinética promedio de las moléculas; por lo tanto, las fuerzas de atracción aumentan y hay mayor desviación al comportamiento ideal. La figura 13.6 (a) también nos muestra que el NH_3 (molécula polar) tiene mayor desviación que CH_4 (molécula apolar), esto se explica debido a que las fuerzas intermoleculares dipolo-dipolo en NH_3 son más intensas que las fuerzas de Van der Waals (en CH_4). El H_2 (gas de pequeño peso molecular) tiende mejor a un comportamiento ideal a condiciones ordinarias ($P \approx 1 \text{ atm}$ y $T \approx 25^\circ\text{C}$).

En conclusión el comportamiento ideal de los gases se da a presiones bajas y temperatura altas.

Fue Johannes Van der Waals, físico holandés, el primero en desarrollar una ecuación general de los gases reales, para lo cual consideró hacer modificaciones en la ecuación universal de gases ideales. Así entonces, la presión del gas ideal se expresa:

$$P_{\text{gas ideal}} = P_{\text{real}} + \frac{an^2}{V^2}$$

Donde:

P_{real} es la presión medida experimentalmente con instrumentos

$\frac{an^2}{V^2}$, es el factor de corrección que se refiere a la presión debida a las fuerzas de atracción molecular,

“a” es una constante del gas; “n” es el número de moles y V es el volumen del recipiente.

Cuando las fuerzas de atracción son despreciables entonces la $P_{\text{gas ideal}} \sim P_{\text{real}}$, debido a que el gas real tiende a un comportamiento ideal.

En general, la ecuación nos muestra que la **presión del gas real** es menor que la **presión del gas ideal**.

Así también el volumen del gas ideal será corregido según la expresión:

$$V_{\text{gas real}} = V_{\text{gas ideal}} - nb$$

Donde:

$V_{\text{gas ideal}}$ es el volumen del recipiente que contiene al gas; nb , es el **covolumen del gas** (suma total del volumen ocupado por cada una de las moléculas); n, es el número de moles y “b” es parámetro que caracteriza a cada gas real al igual que el parámetro “a”

Una vez tomada en cuenta las correcciones de presión y volumen, la ecuación de Van der Waals es:

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

Tabla 13.2 Valores de a y b o constantes de Van der Waals de algunos gases reales.

Gas	a (atm.L ² /mol ²)	b (litros/mol)
He	0,034	0,0237
Ar	1,34	0,0322
Kr	2,32	0,0398
H ₂	0,244	0,0266
N ₂	1,39	0,0391
CO ₂	3,59	0,0427
CCl ₄	20,4	0,138
NH ₃	4,17	0,0371
H ₂ O	5,46	0,0305
Ne	0,211	0,0171
Xe	4,19	0,0510
O ₂	1,36	0,0318
Cl ₂	6,49	0,0562
CH ₄	2,25	0,0428

Ejemplo:

En un recipiente rígido de 5,2 litros se tiene 59,5 gramos de amoníaco NH_{3(g)} a 47°C. Determine la presión del gas a = 4,17atm.L²/mol² , b = 0,0371 L/mol

- a) Usando la ecuación universal del gas ideal.
- b) Usando la ecuación de Van der Waals.

Resolución:

a) Con los datos calculamos

$$n = \frac{W}{M} = \frac{59,5 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 3,5 \text{ mol}$$

$$T = 47 + 273 = 320\text{K}$$

al reemplazar en la ecuación universal:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{(3,5 \text{ mol})(0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol})(320\text{K})}{5,2\text{L}}$$

$P = 17,7 \text{ atm}$

b) Del dato: $a = 4,17 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2}$ $b = 0,0371 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$

Luego evaluamos los términos de corrección:

$$\frac{an^2}{V^2} = \frac{(4,17 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2)(3,5 \text{ mol})^2}{(5,2\text{L})^2} = 189 \text{ atm}$$

Reemplazando en la ecuación de Van der Waals:

$$(P + 1,89 \text{ atm})(5,2\text{L} - 0,13\text{L}) = (3,5\text{mol}) \left(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (320\text{K})$$

$$P = 16,2 \text{ atm}$$

Al usar un instrumento, la presión real es 16 atmósferas, se observa entonces que la ecuación de Van der Waals da un valor más cercano al real que la ecuación universal de gases ideales.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Una de las siguientes proposiciones no constituye una propiedad general de los gases

- A) Poseen forma y volumen variables.
- B) Las moléculas de un gas se difunden a través de otro fluido con altas velocidades.
- C) Se pueden comprimir fácilmente para ocupar volúmenes menores.
- D) El movimiento molecular de un gas es desordenado o aleatorio (existe mayor entropía que el estado líquido).
- E) Las fuerzas de atracción molecular se compensan con las fuerzas de repulsión molecular.

Resolución:

En un gas hay predominio de las fuerzas de repulsión molecular sobre las fuerzas de atracción, por ello las moléculas gaseosas se encuentran separadas en grandes distancias.

Rpta: E

Problema 2

Acerca de las funciones del estado gaseoso. ¿Qué proposiciones son correctas?.

- I. La presión absoluta del gas está dado por el conjunto de choques intermoleculares.
- II. La temperatura absoluta del gas es proporcional a su energía cinética promedio.
- III. El volumen del gas está definido por la capacidad del recipiente que lo contiene.
- IV. Si los valores de presión, volumen y temperatura son conocidos entonces se determina un estado termodinámico del gas.

Resolución:

Analizamos cada proposición.

- I. Es falso, porque la presión absoluta se determina como el conjunto de choques moleculares contra las paredes del recipiente que lo contiene.

- II. Es verdadero, porque de acuerdo a la teoría cinética molecular, la energía cinética promedio es proporcional a la temperatura absoluta.

$$\bar{E}_c = \frac{3}{2} R.T.$$

- III. Es verdadero, porque el gas se difunde aumentando su volumen y ocupando todo el volumen del recipiente que lo contiene.
- IV. Es verdadero, porque la presión, el volumen y la temperatura son las únicas variables que determinan infinitos estados del gas termodinámico; es decir, sí varía una de ellas, tendremos un nuevo estado termodinámico.

Rpta: II, III y IV

Problema 3

Sobre la teoría cinética molecular de gases es incorrecto que:

- A) Las fuerzas intermoleculares son nulas
- B) Los choques entre las moléculas de un gas y contra las paredes del recipiente que lo contiene son perfectamente elásticos.
- C) La velocidad promedio de una molécula gaseosa no depende de la temperatura absoluta.
- D) Las moléculas de un gas se comportan como masas puntuales, esto es que poseen masa pero su volumen es despreciable.
- E) El movimiento de las moléculas gaseosas es aleatorio

Resolución:

- A) Es verdadero, porque las moléculas de un gas ideal poseen: $F_a = 0$ y $F_r = 0$
- B) Es verdadero, porque no hay variación de energía cinética de las moléculas luego de los choques.



Se cumple:

$$\underbrace{E_{c1} + E_{c2}}_{\text{antes del choque}} = \underbrace{E'_{c1} + E'_{c2}}_{\text{después del choque}} = \text{cte}$$

- C) Es falso, la velocidad promedio de las moléculas gaseosas es directamente proporcional a la temperatura absoluta

$$\bar{v}_c = \frac{3}{2} R.T$$

$$\frac{1}{2} m \cdot \bar{v}^2 = \frac{3}{2} R.T$$

“m” es la masa de 1 mol-gramo o sea \bar{M}

$$\Rightarrow \bar{v} = \sqrt{\frac{3 R.T}{\bar{M}}}$$

- D) Es verdadero, el volumen de una molécula es despreciable pero no su masa.
 E) Es verdadero, el modelo del comportamiento gaseoso es estadístico porque las moléculas se mueven al azar, en forma desordenada y su energía depende sólo de la temperatura (movimiento térmico).

Rpta: C

Problema 4

Señale lo que no se puede afirmar con relación a un gas ideal.

- A) Es un modelo hipotético del comportamiento gaseoso que cumple con los principios de la teoría cinética molecular de gases.
 B) Cualquier gas tiende a un comportamiento de gas ideal a presión baja y temperatura alta.
 C) El vapor de agua a condiciones ambientales no tiene comportamiento de gas ideal.

- D) El aire ambiental que contiene O_2 y N_2 no tiene comportamiento ideal.
 E) A presiones altas, un gas ideal puede ser licuado.

Resolución:

- A) Es verdadero, porque el gas ideal es una teoría que incluye aproximaciones al comportamiento real de los gases.
 B) Es verdadero, porque el comportamiento ideal se cumplen a presiones bajas y temperatura.
 C) Es verdadero, el vapor de agua existe en equilibrio con su líquido; es decir las moléculas de H_2O sí poseen fuerzas de atracción y éstas fuerzas no son despreciables como en el gas ideal.
 D) Es verdadero, en este caso tanto el $O_{2(g)}$ como el $N_{2(g)}$ son gases reales.
 E) Es falso, el gas ideal no existe; por lo tanto, no tiene sentido hablar de licuación de gas ideal.

Rpta: E

Problema 5

¿A qué temperatura las moléculas de dióxido de azufre $SO_{2(g)}$ tendrán la misma velocidad promedio que las moléculas de $O_{2(g)}$ a $27^\circ C$?

Resolución:

La velocidad promedio para el SO_2 es:

$$\bar{v}_{SO_2} = \sqrt{\frac{3.R.T_{SO_2}}{\bar{M}_{SO_2}}}$$

y para el $O_{2(g)}$ es:

$$\bar{v}_{O_2} = \sqrt{\frac{3.R.T_{O_2}}{\bar{M}_{O_2}}}$$

Al dividir miembro a miembro las expresiones:

$$\frac{\bar{v}_{SO_2}}{\bar{v}_{O_2}} = \sqrt{\frac{\bar{M}_{O_2} \times T_{SO_2}}{\bar{M}_{SO_2} \times T_{O_2}}}$$

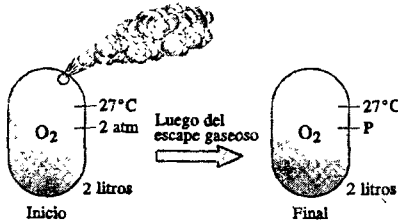
$$1 = \sqrt{\frac{32 \times T_{SO_2}}{64 \times 300 K}} \Rightarrow T_{SO_2} = 600 K$$

Problema 6

En un balón de acero de dos litros de capacidad se tiene $O_{2(g)}$ a $27^\circ C$ y dos atmósferas de presión. Por un agujero se escapa este gas a razón de 0,36 litros/minuto medidos en condiciones normales, durante 2,5 minutos.

Determine la masa y la presión final del $O_{2(g)}$ en el balón, si el proceso es isotérmico.

Resolución:



a) Al inicio el número de moles de O_2 es:

$$n_{O_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{(2)(2)}{(0,082)(300)}$$

$$= 0,16 \text{ mol-gramo}$$

El volumen de O_2 que escapó a C.N. es:

$$0,36 \frac{l}{\text{min}} \times 2,5 \text{ min} = 0,9 \text{ litros}$$

El número de moles de O_2 que escapó a C.N. es

$$\begin{array}{l} 22,4 \text{ litros} \dots\dots\dots 1 \text{ mol-gramo} \\ 0,9 \text{ litros} \dots\dots\dots x \end{array}$$

$$\Rightarrow x = 0,04 \text{ mol-g}$$

$$\begin{aligned} n_{O_2(f)} &= n_{O_2(i)} - n_{O_2(\text{escapó})} \\ &= 0,16 - 0,04 = 0,12 \text{ moles} \end{aligned}$$

La masa final es:

$$W_{O_2} = 0,12 \times 32 \text{ g} = 3,84 \text{ g}$$

b) En las condiciones finales:

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2} \cdot R.T.}{V}$$

$$= \frac{(0,12)(0,082)(300)}{2} = 1,5 \text{ atmósferas}$$

Problema 7

La densidad del amoniaco $NH_{3(g)}$ a $227^\circ C$ y una atmósfera de presión es $0,4 \text{ g/L}$

¿Cuál será su nueva densidad a $0,5 \text{ atmósferas}$ y $127^\circ C$?

Resolución:

En condiciones iniciales planteamos:

$$P_1 \cdot \bar{M} = D_1 \cdot R \cdot T_1$$

En condiciones finales será:

$$P_2 \cdot \bar{M} = D_2 \cdot R \cdot T_2$$

Al dividir miembro a miembro tenemos:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{D_1 \cdot T_1}{D_2 \cdot T_2}$$

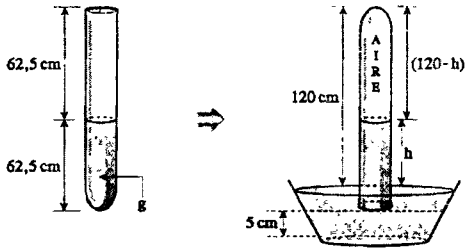
$$\text{Reemplazando valores: } \frac{1 \text{ atm}}{0,5 \text{ atm}} = \frac{(0,4 \text{ g/L})(500 \text{ K})}{(D_2)(400 \text{ K})}$$

$$\Rightarrow D_2 = 0,25 \text{ g/L}$$

Problema 8

Un tubo de 125 cm se llena con mercurio hasta la mitad con mercurio y se invierte en una vasija llena de este líquido de modo que el aire del interior no escape. Si el tubo se mantiene 5 cm introducido en el recipiente, ¿cuál será la altura de Hg sobre la superficie libre del recipiente?

Resolución:



De la figura deducimos para:

$$(1) \begin{cases} V_1 = A \times 62,5 \\ P_1 = 76 \text{ cmHg} \\ T \end{cases} \quad (2) \begin{cases} V_2 = A \times (120 - h) \\ P_2 = (76 - h) \text{ cmHg} \\ T \end{cases}$$

Por ley de Boyle: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$$76 \times 62,5 = (76 - h) \times (120 - h)$$

$$h^2 - 196h + 4370 = 0$$

Resolviendo la ecuación cuadrática:

$$h = 25,65 \text{ cm}$$

Problema 9

Un recipiente rígido contiene $\text{PCl}_5(\text{g})$ a una atm y 27°C , se calienta hasta 102°C y la presión del sistema aumenta en 50 % por que una parte del $\text{PCl}_5(\text{g})$ se transformó en $\text{PCl}_3(\text{g})$ y $\text{Cl}_2(\text{g})$. ¿Qué porcentaje molar del $\text{PCl}_5(\text{g})$ se transformó?

Resolución:

Al inicio tenemos:

$$\boxed{\text{PCl}_5(\text{g})} \begin{cases} \text{"n" moles} \\ P_1 \\ V_1 \\ 27^\circ\text{C} \end{cases}$$

Para el estado inicial

$$P_1 \cdot V_1 = (n)(R)(T_1) \dots (1)$$

Luego de que el PCl_5 se disocia parcialmente, al final tenemos una mezcla:

$$\boxed{\text{PCl}_5 + \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2} \begin{cases} \text{"n + x" mol} \\ 1,5 P_1 \\ V_1 \end{cases}$$

Analizando la reacción de disociación



Inicio :	n mol	0	0
Se disocia:	x mol	—	—
Final :	—	x mol	x mol
Final:	(n - x)	(x)	(x)

$$\Rightarrow n_{\text{Total}} = (n - x) + (x) + (x) = (n + x) \text{ moles}$$

Para el estado final tenemos:

$$P_2 \cdot V_1 = (n + x) RT_2 \dots (II)$$

Al dividir miembro a miembro II/I

$$\frac{P_2}{P_1} = \frac{(n + x)(R)(102 + 273)}{(n)(R)(27 + 273)}$$

$$\frac{1,5P_1}{P_1} = \frac{(n + x)(375)}{(n)(300)} \Rightarrow n = 5x$$

$$\% \text{ de } \text{PCl}_5 \text{ que se transformó} = \frac{x}{5x} \cdot 100 = 20 \%$$

Problema 10

El gas mostaza es sumamente tóxico, quema la piel y produce daños irreparables, fue usado en la guerra de IRAN - IRAK.

¿Cuál es su fórmula más probable de dicho gas, si 5,3 gramos del gas ocupan un volumen de 0,82 litros a 1 atmósfera y 27°C ?

- A) $\text{C}_3\text{H}_4\text{ClS}$
- B) $\text{C}_4\text{H}_8\text{Cl}_2\text{S}$
- C) $\text{C}_5\text{H}_8\text{ClS}$
- D) $\text{C}_2\text{H}_3\text{ClS}$
- E) CH_3ClS_2

Resolución:

Para conocer la fórmula molecular del gas mostaza, debemos conocer el peso molecular del gas. Con datos y la ecuación universal:

$$\bar{M} = \frac{W \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{(5,3)(0,082)(300)}{(1)(0,82)} = 159 \text{ g/mol}$$

Luego buscamos en las alternativas qué fórmula corresponde a este peso molecular y observamos que es: $\text{C}_4\text{H}_8\text{Cl}_2\text{S}$

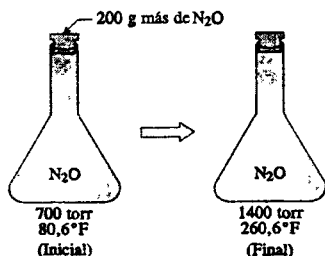
Rpta: B

Problema 11

En un matraz se tiene gas hilarante $N_2O(g)$ a 700 mmHg de presión y $80,6^\circ F$, si se adicionan 200 g más del mismo gas la presión aumenta a 1400 torr y la temperatura a $260,6^\circ F$. Hallar la masa inicial del gas.

P.A.(u.m.a): N = 14, O = 16

Resolución:



Para el estado inicial, planteamos ecuación universal:

$$P_1 \cdot V = \frac{W_1}{M} \cdot R \cdot T_1$$

Para el estado final:

$$P_2 \cdot V = \frac{W_2}{M_2} \cdot R \cdot T$$

Dividiendo miembro a miembro:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{W_1 T_1}{W_2 T_2}$$

Reemplazando valores:

$$\frac{700 \text{ torr}}{1400 \text{ torr}} = \frac{(W_1)(300 \text{ K})}{(W_1 + 200\text{g})(400 \text{ K})}$$

$$W_1 = 400 \text{ g}$$


Observación:

Para convertir un valor de $^\circ F$ a K empleamos

$$\frac{^\circ F - 32}{9} = \frac{K - 273}{5}$$

$$\text{Al inicio: } \frac{80,6 - 32}{9} = \frac{K - 273}{5} \rightarrow K = 300^\circ$$

$$\text{Al final: } \frac{260,6 - 32}{9} = \frac{K - 273}{5} \rightarrow K = 400^\circ$$

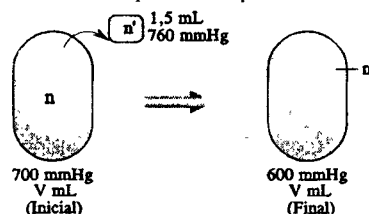
Problema 12

Cierta masa de gas se encuentra a 700 mmHg de presión ocupando una ampolla de volumen desconocido, si se retira una cierta cantidad de gas se observa que ésta ocupa 1,5 mililitros con una presión de una atmósfera. La presión del gas restante en la ampolla es 600 mmHg.

Hallar el volumen de la ampolla si la temperatura es constante.

Resolución:

Realizamos un esquema del proceso



Se observa que a la misma temperatura y en el mismo volumen de la ampolla la masa extraída de gas (mL) ejercía una presión de:

$$700 - 600 = 100 \text{ mmHg}$$

Luego por Ley de Boyle - Mariotte:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$(100 \text{ mmHg})(V) = (760 \text{ mmHg})(1,5 \text{ mL})$$

$$V = 11,4 \text{ mL}$$

Otro método

Asumiendo un número de moles para cada masa:

moles iniciales n

moles extraídos n'

moles finales n''

luego se cumple: $n' + n'' = n$ (I)

además: $n = P \cdot V / R \cdot T$.

Reemplazando valores en (I):

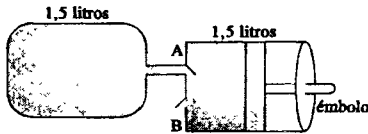
$$\frac{(1,5 \text{ ml } 760 \text{ torr})}{R.T.} + \frac{(600 \text{ torr})(V)}{R.T.} = \frac{(700 \text{ torr})(V)}{R.T.}$$

$$\text{Resolviendo: } V = 11,4 \text{ mL}$$

Problema 13

Un gas se encuentra en un recipiente de 1,5 litros ejerciendo una presión de P_0 , entonces el gas se extrae poco a poco con ayuda de un émbolo cuya cámara es de 1,5 litros de volumen, a temperatura constante.

Hallar el número de recorridos ("n") que realiza el émbolo para que la presión disminuya hasta la dieciseisava parte del inicial:



La válvula "A" se abre para que una parte del gas llena la cámara del émbolo y luego la válvula B se abre cuando el émbolo se desplaza de derecha a izquierda (y se cierra la válvula A) para expulsar dicha masa gaseosa.

Resolución:

En el primer recorrido del émbolo, es decir cuando se desplaza de derecha a izquierda una parte de la masa del gas se expulsa, luego para la masa de gas inicial aplicamos Ley de Boyle:

$$(P_0)(1,5 \text{ litros}) = P_1(1,5 \text{ L} + 1,5 \text{ L}) \dots (I)$$

Donde P_1 es la presión del gas después que el émbolo realiza un recorrido completo luego el émbolo regresa a su posición inicial en el extremo izquierdo.

En este momento, la válvula "A" se cierra y dentro del recipiente queda una masa de gas, menor que lo inicial con presión P_1 para esta nueva masa tenemos:

$$(P_1)(1,5 \text{ L}) = P_2(1,5 \text{ L} + 1,5 \text{ L})$$

De donde se obtiene:

$$P_2 = P_1 \frac{1,5 \text{ L}}{1,5 \text{ L} + 1,5 \text{ L}} \dots (II)$$

Pero de la ecuación (I): $P_1 = P_0 \left(\frac{1,5 \text{ L}}{1,5 \text{ L} + 1,5 \text{ L}} \right)$

Reemplazando en la ecuación (II)

$$P_2 = P_0 \left(\frac{1,5 \text{ L}}{1,5 \text{ L} + 1,5 \text{ L}} \right)^2$$

De esta expresión deducimos que luego de "n" recorridos del émbolo, la presión final será:

$$P_n = P_0 \left(\frac{1,5 \text{ L}}{1,5 \text{ L} + 1,5 \text{ L}} \right)^n$$

Como: $P_n = \frac{P_0}{16}$ (dato)

$$\frac{P_0}{16} = P_0 \left(\frac{1}{2} \right)^n \Rightarrow \frac{1}{16} = \left(\frac{1}{2} \right)^n$$

$$\left(\frac{1}{2} \right)^4 = \left(\frac{1}{2} \right)^n \Rightarrow n = 4$$

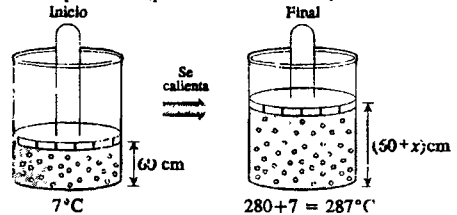
El émbolo debe realizar cuatro recorridos completos.

Problema 14

En un pistón cilíndrico de acero provisto de un émbolo, se tiene un gas a 7°C que alcanza una altura de 60 cm. Si el pistón es calentado en 280°C ¿Cuál es el desplazamiento del émbolo?

Resolución:

En este caso el gas soporta al inicio y al final la misma presión (proceso isobárico)



Aplicando la ley de Charles

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \dots (I)$$

Para el volumen inicial: $V_1 = \text{Área}_{\text{base}} \times 60 \text{ cm}$
y el volumen final: $V_2 = \text{Área}_{\text{base}} \times (60+x) \text{ cm}$

Reemplazando en (I)

$$\frac{A \cdot 60}{(7 + 273) \text{K}} = \frac{A \cdot (60 + x)}{(287 + 273) \text{K}} \Rightarrow x = 60 \text{ cm}$$

El émbolo se desplazó 60 cm

Problema 15

En un proceso isócoro, un gas que se encuentra inicialmente a 77°C y con una cierta presión manométrica, se calienta hasta 427°C . Un estudiante plantea una relación equivocada de la ley de Gay - Lussac como:

$$\frac{P_{\text{man.}(1)}}{t_1^{\circ}\text{C}} = \frac{P_{\text{man.}(2)}}{t_2^{\circ}\text{C}}$$

y encuentra que la presión manométrica final es el doble de su verdadero valor. ¿Cuál es la presión manométrica inicial?

Resolución:

Al reemplazar los datos en la relación incorrecta:

$$\frac{P_1}{77^{\circ}\text{C}} = \frac{P_2}{427^{\circ}\text{C}}$$

La presión manométrica final es:

$$P_2 = \frac{427}{77} P_1 \dots\dots (I)$$

Pero si usamos la relación correcta de la ley de Gay - Lussac

$$\frac{P_{\text{abs.}(1)}}{T_{\text{abs.}(1)}} = \frac{P_{\text{abs.}(2)}}{T_{\text{abs.}(2)}}$$

$$\frac{(P_1 + 1\text{atm})}{(77 + 273)\text{K}} = \frac{(P_2' + 1\text{atm})}{(27 + 273)\text{K}} \dots (II)$$

Siendo P_2' , el valor verdadero de la presión manométrica final. Por dato sabemos:

$$P_2 = 2P_2' \quad \text{ó} \quad P_2' = \frac{1}{2} P_2$$

Reemplazamos en la ecuación (II) nos queda:

$$\frac{(P_1 + 1\text{atm})}{1} = \frac{\left(\frac{1}{2} P_2 + 1\text{atm}\right)}{2}$$

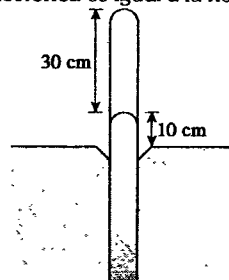
Reemplazando (I) en esta última relación tenemos:

$$\frac{(P_1 + 1\text{atm})}{1} = \frac{\left(\frac{1}{2} \times \frac{427}{77} P_1 + 1\text{atm}\right)}{2}$$

$$\Rightarrow P_1 = 1,3 \text{ atm}$$

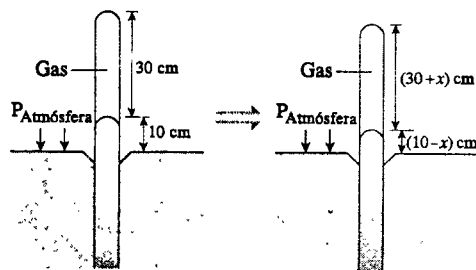
Problema 16

Un tubo con uno de sus extremos cerrado se sumerge por el extremo abierto en un recipiente que contiene mercurio según el gráfico que se indica. ¿Cómo varía el nivel en el tubo, si la temperatura se eleva de 27°C hasta 127°C ? Se desprecia la expansión térmica del tubo. La presión atmosférica es igual a la normal.



Resolución:

Graficamos los estados inicial y final; considerando que al ser calentado el gas se expande, siendo $x\text{cm}$ su expansión.



Además su presión inicial (ver gráfico) es:

$$76 \text{ cmHg} = P_1 + 10 \text{ cmHg}$$

$$P_1 = 66 \text{ cmHg}$$

Análogamente su presión final es:

$$76 \text{ cmHg} = P_2 + (10-x) \text{ cmHg}$$

$$P_2 = (66 + x) \text{ cmHg}$$

Usando la ecuación general (proceso isomáscico)

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Reemplazamos datos:

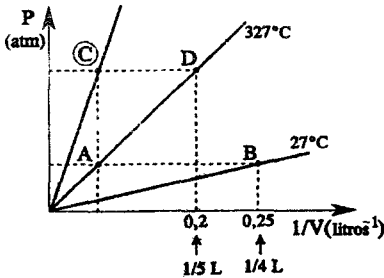
$$\frac{(66\text{cmHg})(30\text{cm}) \times (\text{Área})}{(27+273)\text{K}} = \frac{(66+x)\text{cmHg}(30+x)(\text{Área})}{(127+273)\text{K}}$$

$$\frac{(66)(30)}{300} = \frac{(66+x)(30+x)}{400} \Rightarrow x = 6,4 \text{ cm}$$

Es decir que el gas se expande 6,4 cm

Problema 17

Hallar la temperatura de la isoterma más caliente y el volumen en C del siguiente gráfico, para un gas ideal



Resolución

a) Del gráfico: $V_A = V_C$ y aplicando ley de Charles

($P_A = P_B = \text{constante}$) de A \rightarrow B $\frac{V_A}{T_A} = \frac{V_B}{T_B}$

Reemplazando datos:

$$\frac{V_C}{(327+27)\text{K}} = \frac{4\text{l}}{(27+273)\text{K}}$$

$\Rightarrow V_C = 8$ litros

b) Luego evaluamos T_C , aplicando ley de Charles

($P_C = P_D = \text{cte.}$) de C \rightarrow D:

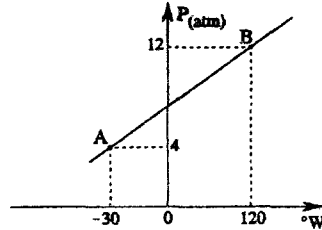
$$\frac{V_C}{T_C} = \frac{5\text{L}}{(327+273)\text{K}}$$

pero como $V_C = 8 \text{ l}$,

$\Rightarrow T_C = 960 \text{ K}$ ó 687°C

Problema 18

En el siguiente gráfico, determine el cero absoluto en la escala arbitraria °w

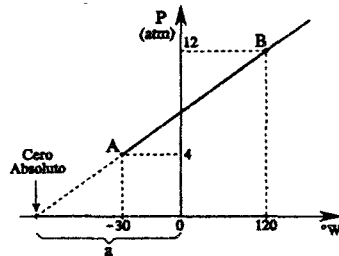


Resolución:

Para el proceso A \rightarrow B: isócoro por ley de Gay - Lussac tenemos

$$\frac{P_A}{T_A} = \frac{P_B}{T_B} \dots\dots (1)$$

En el gráfico se observa que:



La temperatura absoluta es: $T = ^\circ\text{w} + a$

Donde "a" es el valor numérico del cero absoluto en °w

• Reemplazando en la ecuación (1):

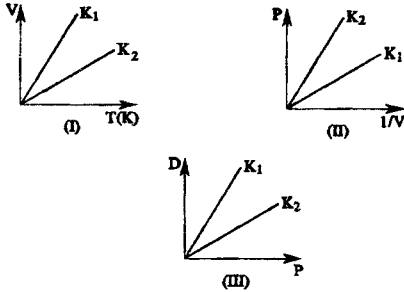
$$\frac{4\text{atm}}{-30+a} = \frac{12\text{atm}}{120+a} \Rightarrow a=105$$

Luego el cero absoluto es -105°w

Problema 19

De acuerdo a los siguientes gráficos del gas ideal
¿Qué proposición es correcta?

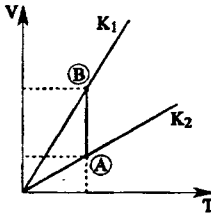
D = densidad



- A) En (II): K_2 es una isoterma más fría.
- B) En (I): K_1 es una isobara de mayor presión.
- C) En (III): K_2 es una isoterma más fría
- D) Sólo en I y II: $K_2 > K_1$.
- E) En los 3 gráficos se cumple: $K_2 > K_1$

Resolución:

En el gráfico (I) demostramos que a mayor volumen corresponde menor presión:



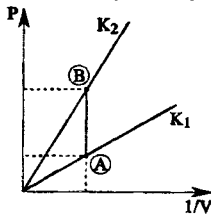
Ⓐ → Ⓑ, volumen = Cte

Se observa que: $V_B > V_A$

Luego por Ley de Boyle

$$P_B < P_A \text{ ó } K_1 < K_2$$

En el gráfico (II) demostramos que a mayor presión corresponde mayor temperatura:



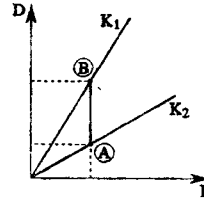
Ⓐ → Ⓑ, volumen = Cte

Se observa que: $P_B > P_A$

Luego por Ley de Gay-Lussac

$$T_B > T_A \text{ ó } K_2 > K_1$$

En el gráfico (III) demostramos que a mayor



densidad, menor es la temperatura

Ⓐ → Ⓑ, Presión = Cte

Se observa que: $D_{(B)} > D_{(A)}$

La densidad es inversamente proporcional a la temperatura:

$$\Rightarrow T_B < T_A \text{ ó } K_1 < K_2$$

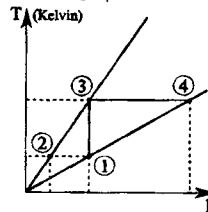
Por lo tanto, en los 3 gráficos $K_2 > K_1$

Rpta: E

Problema 20

En el siguiente gráfico, determine la relación P_1/P_3

si se cumple $V_4 = 4V_2$



Resolución:

① - ②, proceso isotérmico ($T = \text{Cte}$)

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$\text{Como } P_2 = P_3 \Rightarrow \frac{P_1}{P_3} = \frac{V_2}{V_1} \dots \dots (I)$$

También planteamos que:

③ - ④, proceso isotérmico ($T = \text{Cte}$)

$$P_3 \cdot V_3 = P_4 \cdot V_4$$

Como $P_4 = P_1 \Rightarrow \frac{P_1}{P_3} = \frac{V_3}{V_4}$

Además $V_3 = V_1$ y $V_4 = 4V_2$

$$\Rightarrow \frac{P_1}{P_3} = \frac{V_1}{4V_2} \dots (II)$$

Multiplicamos miembro a miembro (I)×(II)

$$\left(\frac{P_1}{P_3}\right)^2 = \frac{V_2}{V_1} \times \frac{V_1}{4V_2} \Rightarrow \frac{P_1}{P_3} = \frac{1}{2}$$

Problema 21

¿Cuántos globos esféricos de goma, de 6 litros de capacidad pueden llenarse a condiciones normales con el hidrógeno procedente de un tanque que contiene 250 litros del mismo a 68°F y 5 atm de presión?

Resolución:

A condiciones iniciales (1):

$V_1 = 250 \text{ L}$ $P_1 = 5 \text{ atm}$ $T_1 = 68^\circ \text{ F} <> 293 \text{ K}$

$$\frac{68^\circ - 32}{9} = \frac{K - 273}{5} \Rightarrow K = 293$$

Calculemos el volumen de H_2 a condiciones normales:

$P_0 = 1 \text{ atm}$ $T_0 = 273 \text{ K}$ $V_0 = ?$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_0 V_0}{T_0} \Rightarrow \frac{5 \times 250}{293} = \frac{1 \times V_0}{273}$$

$\Rightarrow V_0 = 1164,67 \text{ L}$

Finalmente calculemos el número de globos a C.N:

Número de globos = $\frac{1164,67 \text{ L}}{6 \text{ L}} \approx 194$

Problema 22

El volumen de una burbuja de aire aumenta 10 veces su volumen al subir desde el fondo de un lago hasta la superficie; sabiendo que el barómetro da una lectura de 750 mmHg y que la temperatura del lago es uniforme, se desea determinar la profundidad del lago.

$\gamma_{H_2O} = 1,02 \text{ g/cm}^3$

Resolución:

En el fondo del lago las condiciones de la burbuja de aire son:

$P_1 = P_{H_2O} + P_{atm}$

$P_1 = \gamma_{H_2O} H + 750 \text{ mmHg} \times \frac{1033 \text{ g/cm}^3}{760 \text{ mmHg}}$

$P_1 = 1,02 H + 1019 \dots (a)$

Volumen inicial = V_1

En la superficie del lago:

$V_2 = 10 V_1$

$P_2 = P_{atm} = 1019 \text{ g/cm}^2$

Según Ley de Boyle: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$P_1 V_1 = 1019 \times 10 V_1 \Rightarrow P_1 = 10190 \text{ g/cm}^2$

En (a): $10190 = 1,02 H + 1019$

$\Rightarrow H = 8991 \text{ cm} = 89,91 \text{ m}$

Problema 23

Un gas ideal a 650 mmHg ocupa un bulbo de volumen desconocido. Una cierta cantidad del gas se extrajo y se encontró que ocupaba 1,52 cm³ a 1 atm de presión. La presión del gas remanente en el bulbo fue de 600 mmHg, todas las medidas fueron hechas a la misma temperatura. Calcular el volumen del bulbo desconocido.

Resolución:

Sea el volumen del bulbo = V

La cantidad de moles al inicio es " n_1 ":

$$n_1 = \frac{P_1 V}{RT}$$

La cantidad de moles al final es " n_2 ":

$$n_2 = \frac{P_2 V}{RT}$$

La cantidad de moles de gas que salió sea " n_s ":

$$n_s = \frac{P_s V_s}{RT}$$

Además debe cumplirse: $n_s = n_1 - n_2$

$$\frac{P_s V_s}{RT} = \frac{P_1 V}{RT} - \frac{P_2 V}{RT}$$

$760 \times 1,52 = 650 V - 600 V = V = 23,1 \text{ cm}^3$



Problema 24

La densidad relativa del aire respecto a un gas "A" es 0,5 y la densidad otro gas "B" respecto al gas "A" es 0,35. Calcular la densidad relativa del gas "B" respecto al oxígeno.

Resolución:

La comparación de gases para medir la densidad relativa, se realiza a la misma P y T (condiciones de Avogadro) aplicando la ecuación universal $PM = DRT$ para cada gas se demuestra:

$$\frac{D_{\text{Aire}}}{D_A} = \frac{\overline{M}_{\text{Aire}}}{\overline{M}_A} = Dr(\text{Aire}/A)$$

Reemplazando valores: $0,5 = \frac{29 \text{ g/mol}}{\overline{M}_A} \rightarrow \overline{M}_A = 58$

Análogamente:

$$\frac{D_B}{D_A} = \frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_A} = 0,35 \Rightarrow \frac{\overline{M}_B}{58} = 0,35$$

$$\therefore \overline{M}_B = 20,3$$

Finalmente:

$$Dr(B/O_2) = \frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_{O_2}} = \frac{20,3}{32} = 0,634$$

Problema 25

Se ha observado que en 11,2 L a C.N. de cualquier compuesto gaseoso de fósforo nunca existe menos de 15,5 g de fósforo, además este mismo volumen de vapor de fósforo en C.N. pesa 62 g. Con estos datos se pide estimar el peso atómico de fósforo y la fórmula molecular de vapor de fósforo.

Resolución:

A C.N:

11,2 L < > 0,5 mol-g de compuesto que contiene como mínimo 15,5 g P

22,4 L < > 1 mol -g de compuesto contendrá como mínimo 31 g de P, este peso será el átomo-gramo de fósforo, por lo tanto, el P.A. de fósforo sería 31 u.m.a

Además, por dato:

A C.N

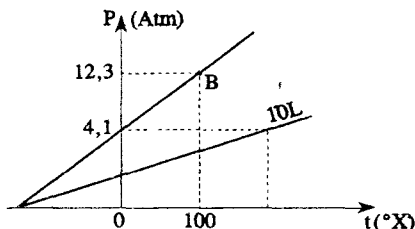
$$\left. \begin{array}{l} 11,2 \text{ L} \text{ --- } 62 \text{ g P} \\ 22,4 \text{ L} \text{ --- } \overline{M} \text{ g} \end{array} \right\} \overline{M} = 124$$

$$F.M. = P_x \Rightarrow \overline{M}_{P_x} = x P.A.(P)$$

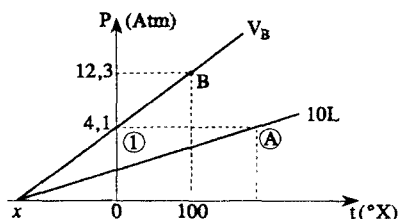
$$x = \frac{124}{31} = 4 \therefore F.M. = P_4$$

Problema 26

En el gráfico se tiene el comportamiento de dos mol-g de un gas ideal. Hallar el volumen en el punto "B"



Resolución:



Se halla el valor del cero absoluto "X"

$$\frac{-x}{5} = \frac{100 - x}{15} \Rightarrow \boxed{x = -50}$$

De (1) a (A) ($P = cte$)

$$\frac{V_B}{T_B} = \frac{V_A}{T_A} \dots (\alpha)$$

En el punto "A" se halla "T_A"

$$P_A V = RT_A n$$

$$4,1 \times (10) = (0,082) (T_A) \times 2$$

$$\Rightarrow \boxed{T_A = 250 \text{ K}}$$

Reemplazando en (α)

$$\frac{V_B}{50} = \frac{10}{250} \Rightarrow V_B = 2 \text{ L}$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

Indicar verdadero (V) o falso (F), según corresponda en las siguientes proposiciones.

- I. Dado que las moléculas en fase gaseosa están separadas por distancias muy grandes, los gases se pueden comprimir fácilmente para ocupar volúmenes menores.
- II. Los gases se difunden, de un recipiente con alta presión a otro de baja presión, hasta que alcanzan el equilibrio.
- III. Las moléculas de un gas siguen un movimiento aleatorio, sin dirección específica, lo cual significa que poseen mayor entropía (desorden molecular) que los líquidos.
- IV. Los gases poseen densidades muy bajas, son compresibles y sus moléculas desarrollarán altas velocidades de traslación.

- A) VFFV B) VVFF C) VFVF
D) FVVV E) VVVV

Indique las proposiciones incorrectas con respecto a los gases ideales.

- I. Las moléculas chocan con mayor frecuencia con las paredes del recipiente cuando se refrigera el recipiente.
- II. Satisfacen la ecuación de estado.
- III. El hecho que las moléculas sean consideradas puntuales implica que sus volúmenes son despreciables con respecto al volumen del recipiente y su energía cinética promedio es independiente de la naturaleza de un gas a una determinada temperatura.

- A) VFV B) FVV C) VFV
D) VVV E) FFF

3. ¿En cuál de los siguientes gases existe mayor energía cinética promedio y en cuál hay mayor velocidad cuadrática media?

- I. 2 litros de H_2 a $20^\circ C$
- II. 5 litros de CF_2Cl_2 (freón) a $30^\circ C$
- III. 5 litros de CO_2 a $25^\circ C$
- IV. 10 litros de N_2 a $27^\circ C$

- A) II y III B) III y IV C) II y I
D) I y III E) I y IV

4. ¿Qué volumen en litros de oxígeno a C.N. es necesario introducir en un recipiente de 28 litros que inicialmente contiene oxígeno a C.N. para que alcance una presión de 12,3 atmósferas a $147^\circ C$?

- A) 200 B) 98 C) 49
D) 196 E) 392

5. El monóxido de carbono (CO) y nitrógeno (N_2) poseen la misma presión manométrica y están a la misma temperatura, si 560gr de CO ocupan 200 litros. ¿Qué cantidad de átomos de nitrógeno se tiene en 25 litros?
 N_A = Número de avogadro

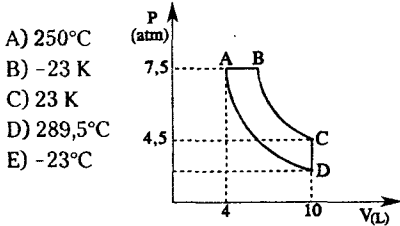
- A) $5 N_A$ B) $10 N_A$ C) $2,5 N_A$
D) $3 N_A$ E) $4,5 N_A$

6. Las termitas constituyen una fuente de producción sorprendente de metano, CH_4 ; cuando estos insectos consumen madera, la celulosa (componente principal de la madera) es degradada a metano. Se calcula que las termitas producen en un cierto tiempo 448 Kg de metano. Si este gas producido se pudiera almacenar en tanques de 20 L de capacidad a $23^\circ C$ y bajo una presión de 6,56 atm ¿Cuántos tanques se llenarían?

- A) 5180 B) 2590 C) 3250
D) 1295 E) 3590

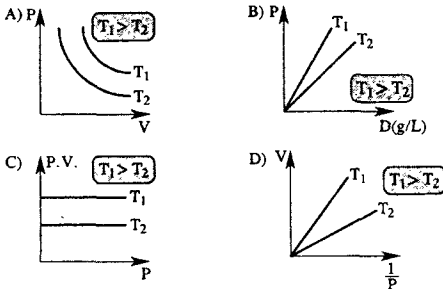
7. Un manómetro de un tanque de aire comprimido marca una presión de 1028 mmHg en un lugar donde la presión atmosférica es 760 mmHg, el aire comprimido se encuentra a 15°C y el medio ambiente a la misma temperatura. ¿Qué masa de aire es necesario inyectar dentro del tanque para que el manómetro marque 1410 mmHg cuando la temperatura sube a 37°C y el volumen del tanque es 12,48 l?
- Dato: $\bar{M}_{\text{Aire}} = 29 \text{ g/mol}$
- A) 5,6 g B) 10 g C) 5,8 g
D) 2,8 g E) 2,9 g
8. Un inflador de 0,5 L de capacidad envía aire a una pelota de 5 L, isotéricamente. ¿Cuántas veces se tendrá que mover el émbolo (ida y vuelta) para que la presión en la pelota sea 8 veces la atmosférica?
- A) 20 B) 80 C) 10
D) 40 E) 5
9. Se tiene un gas encerrado en un balón de acero a 4 atm y 27°C, se empieza a calentar el gas hasta que se observa que su presión manométrica se triplica. ¿Cuál ha sido el incremento de temperatura?
- A) 80°C B) 225°C C) 500°C
D) 450°C E) 900°C
10. En un recipiente de 12 L se tiene etano (C_2H_6) a 27°C y 4 atm. Si el gas se retira a 4,1 L/h. Medidos a 27°C y 1,5 atm. ¿Después de cuántas horas el cilindro se encontrará a 1,64 atm y 27°C?
- A) 38,4 B) 19,2 C) 153,6
D) 76,8 E) 200
11. Cierta masa de oxígeno se halla a 177°C y a la presión manométrica de 0,36 atm, se expande isobáricamente hasta que su volumen se triplica; mediante un proceso isovolumétrico se enfría a 27°C. Luego es comprimido isotéricamente hasta que su presión es igual a 1 atm. Calcular el volumen inicial, sabiendo que la suma del volumen inicial y final es de 9,12 L.
- A) 6 L B) 1,5 L C) 4 L
D) 9 L E) 3 L
12. Según el gráfico. Hallar T_1 , T_2 y V_B
-
- A) 135,6 K, 800 K, 24 L
B) 133,3 K, 1200 K, 24 L
C) 150 K, 420 K, 36 L
D) 300 K, 600 K, 40 L
E) 250 K, 600 K, 20 L
13. Si una masa de un gas que ocupa un volumen de 15 L, cuya presión es de 4 atm y cuya temperatura es de 27°C, se le lleva a otro estado mediante un proceso isotérmico, donde su volumen es de 2 L, luego se le lleva a otro estado siguiendo un proceso isobárico donde su volumen ocupado es de 4 L y su temperatura es de 327°C; finalmente este gas mediante un proceso isócoro se lleva hacia un nuevo estado, cuya temperatura es de 127°C. ¿Cuál es su presión final en atm?
- A) 20 atm B) 40 atm C) 15 atm
D) 10 atm E) 25 atm

14. El siguiente gráfico representa el comportamiento de un gas ideal. Determine la temperatura de la isoterma T_B si $T_D = 102^\circ\text{C}$



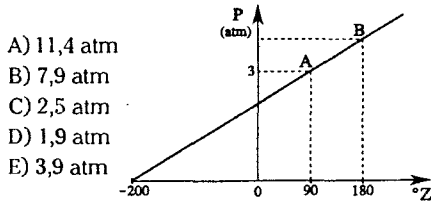
- A) 250°C
- B) -23 K
- C) 23 K
- D) $289,5^\circ\text{C}$
- E) -23°C

15. ¿Cuál de los siguientes gráficos acerca de la Ley de Boyle es correcta?



- E) Todos son correctos

16. Determine la presión en el punto "B"

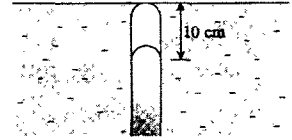


- A) 11,4 atm
- B) 7,9 atm
- C) 2,5 atm
- D) 1,9 atm
- E) 3,9 atm

17. Un tubo de vidrio con uno de sus extremos cerrado se introduce por su extremo abierto en un recipiente con mercurio, de tal forma que el tubo queda sumergido completamente, observándose una columna de 10 cm de aire encerrado ¿A qué

altura sobre el nivel del mercurio en el recipiente hay que levantar el extremo superior del tubo para que dentro de éste el nivel del mercurio quede al nivel del mercurio en el recipiente?

- A) 6,7 cm
- B) 9,7 cm
- C) 5,6 cm
- D) 11,3 cm
- E) 7,3 cm



18. Evaluar la densidad final de un gas al haber variado su presión y temperatura. Siendo el volumen final de 0,5 litros, si inicialmente el gas, cuya densidad relativa es 1,1 ocupa 0,56 litros en C.N.

Dato: $\bar{M}_{\text{aire}} = 29\text{ g/mL}$

- A) 1,2 g/L
- B) 0,6 g/L
- C) 1,6 g/L
- D) 3,2 g/L
- E) 0,5 g/L

19. ¿Cuál es el peso molecular de un gas, si los pesos de volúmenes iguales de dicho gas y el cloro $\text{Cl}_{2(g)}$ en condiciones de Avogadro (a la misma presión y temperatura) son 0,24 gramos y un gramo respectivamente?

- A) 8 u.m.a
- B) 10 u.m.a
- C) 11 u.m.a
- D) 15 u.m.a
- E) 17 u.m.a

20. ¿Cuál de las sustancias gaseosas presenta una mayor desviación respecto al comportamiento del gas ideal?

- A) H_2
- B) He
- C) O_2
- D) N_2
- E) NH_3

21. En un recipiente de un litro se tienen 10^{23} moléculas de un gas, cada una con masa 10^{22} gramos, su velocidad promedio es 10^5 cm/s . Se pide calcular:



- a) Presión ejercida por el gas
b) Energía cinética total de estas moléculas
c) Temperatura del gas
- A) 20 atm ; 1,2 Kcal ; 1 420 K
B) 33 atm ; 1,2 Kcal ; 2 420 K
C) 43 atm ; 1,5 Kcal ; 1 540 K
D) 30 atm ; 1,6 Kcal ; 1 240 K
E) 20 atm ; 1,5 Kcal ; 1 340 K
22. A condiciones normales para el nitrógeno gaseoso, calcular:
- a) La velocidad cuadrática media
b) La energía cinética traslacional promedio para una molécula de N_2
- A) $3,8 \times 10^5$ cm/s ; $6,4 \times 10^{-4}$ ergios
B) $2,9 \times 10^4$ cm/s ; $7,2 \times 10^{15}$ ergios
C) $5,8 \times 10^4$ cm/s ; 4×10^{19} ergios
D) $4,9 \times 10^4$ cm/s ; $5,65 \times 10^{-14}$ ergios
E) $6,1 \times 10^4$ cm/s ; $6,4 \times 10^{15}$ ergios
23. A ciertas condiciones, la densidad de un gas es 1,64 g/L. A las mismas condiciones de presión y temperatura un litro de oxígeno pesa 1,45 g. ¿Cuál es el peso molecular de aquel gas?
- A) 36,2 u.m.a B) 46,4 u.m.a C) 35,6 u.m.a
D) 40,1 u.m.a E) 37,2 u.m.a
24. Un inflador de bicicleta está lleno de aire a la presión absoluta de 1 kg-f/cm^2 . La longitud de carrera del inflador es 90 cm. A partir de qué recorrido comenzará a penetrar aire en un neumático en la cuál la presión manométrica es $3,967 \text{ kg-f/cm}^2$. El proceso es isotérmico.
- A) 92,4 cm B) 72,62 cm C) 68,7 cm
D) 82,8 cm E) 71,88 cm
25. Un astronauta viaja en una cápsula espacial llena de oxígeno a 1 atm, respira 20 veces por minuto y consume 0,05 litros de oxígeno por inhalación. El CO_2 exhalado se elimina por medio de un absorbente químico. El suministro de oxígeno se regenera por medio de un tanque de un litro que inicialmente está a 100 atm que libera oxígeno a una velocidad exactamente suficiente para mantener una presión constante en la cápsula. ¿Cuánto tiempo transcurrirá para que el tanque ya no pueda suministrar oxígeno a la cápsula? Todos los procesos son isotérmicos.
- A) 99 min B) 89 min C) 100 min
D) 88 min E) 108 min
26. En un balón de acero de 12 litros de capacidad, el gas oxígeno está sometido a 90 kpa de presión y 27°C . ¿Qué volumen ocupará el gas a condiciones normales?
- A) 2 L B) 5 L C) 8 L
D) 9,7 L E) 15,2 L
27. Calcular el peso molecular en u.m.a de una sustancia gaseosa con los datos obtenidos en el aparato de Víctor Meyer:
- Peso del gas = 0,15 g
Volumen de aire expulsado = 33 L
Presión atmosférico = 720 mmHg
Temperatura en la bureta de recolección = 200°C
- A) 90 B) 115 C) 140
D) 160 E) 80

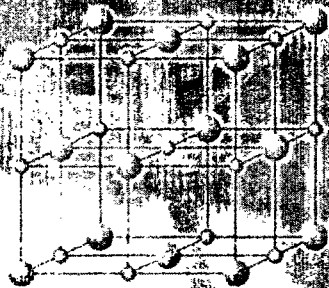
28. Con respecto al estado gaseoso indique verdadero (V) o falso (F) en las siguientes proposiciones:
- I. El movimiento de las moléculas es unidireccional
 - II. Para separar los componentes de una mezcla gaseosa (H_2 y SO_2) es necesario el proceso de atmólisis
 - III. A condiciones de Avogadro los pesos específicos de dos sustancias gaseosas están en la misma relación que los pesos absolutos de sus moléculas respectivas.
 - IV. En condiciones de Avogadro, el volumen molar presenta el mismo valor para cualquier gas.
- A) VVFF B) FFVV C) VFFF
D) FFFV E) FFVV
29. Un recipiente cilíndrico contiene gas H_2 a una altura de 60 cm, el cuál está a $40^\circ F$, luego se calienta en 250 K a presión constante. ¿Cuál es la nueva altura que alcanza el gas?
- A) 80cm B) 114cm C) 45cm
D) 150 cm E) 120 cm
30. De las siguientes proposiciones son correctas:
- I. El trabajo realizado sobre el sistema a una presión de 2,1 atm en donde el volumen varía en 5 litros es de 181,1 J
 - II. La densidad del gas trióxido de azufre a condiciones normales es 3,6 g/L
 - III. La densidad de la glicerina a $0^\circ C$ es de 1,2g/ml, luego el valor de la presión atmosférica es de 10,8 metros de glicerina
- A) I B) II C) III
D) I y II E) II y III
31. Un globo meteorológico ha sido inflado con helio a 300 K y una atmósfera de presión, suponiendo que el globo se expande libremente. Determinar el porcentaje de incremento del diámetro del globo cuando la presión externa sea de 0,708 kg-f/cm².
- A) 450 % B) 520 % C) 210 %
D) 790 % E) 340 %
32. Un inflador de bicicleta está lleno de aire a la presión absoluta de una atmósfera. La longitud de carrera del inflador es 90 cm. ¿A partir de qué recorrido comenzará a penetrar aire en un neumático en la cuál la presión manométrica es cuatro atmósferas. El proceso es isotérmico.
- A) 82 cm B) 72 cm C) 40 cm
D) 47 cm E) 62 cm
33. En un balón de acero de uso industrial, hay gas acetileno (C_2H_2) a $177^\circ C$ y 2,4 atm. Se extrajo una cierta cantidad de gas y se sometió a combustión completa, produciendo 44 g y de CO_2 . En el balón la presión disminuyó en 0,9 atm y la temperatura desciende a $27^\circ C$. ¿Cuál es el peso final de acetileno en el balón?
- A) 150 g B) 220 g C) 128 g
D) 302 g E) 208 g
34. Un recipiente de 12 litros de capacidad contiene etano (C_2H_6) a $27^\circ C$ y 41 atmósferas de presión. Se extrae el gas a razón de 4,1 litros por hora, medidos a $27^\circ C$ y una atmósferas. ¿Después de cuántas horas el gas en el recipiente estará a una atmósfera y $17^\circ C$?
- A) 85 h B) 100 h C) 117 h
D) 83 h E) 93 h

CLAVES

Capítulo

XIII

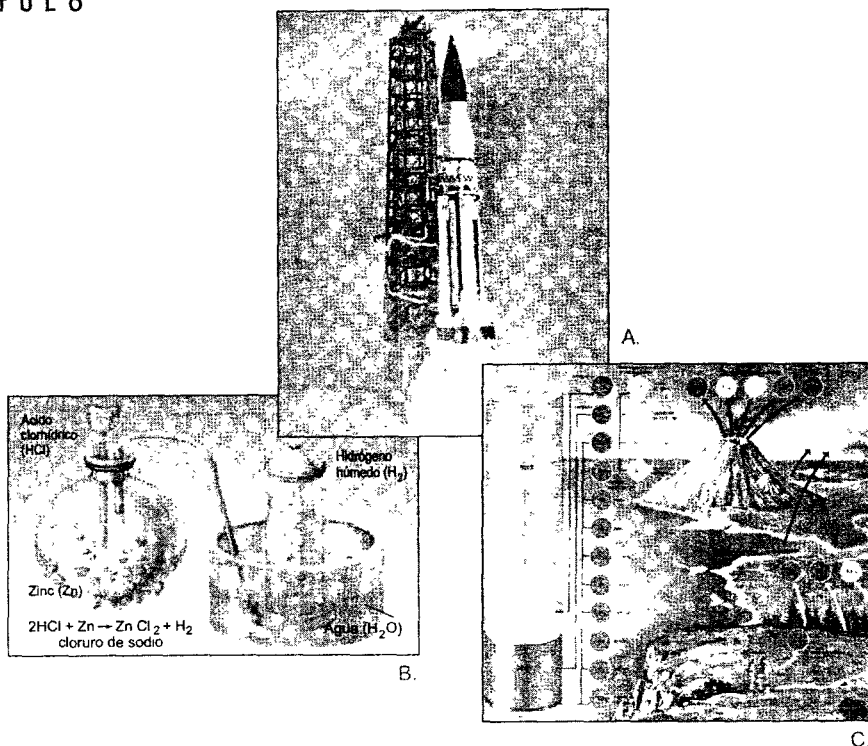
- | | |
|-------|-------|
| 01. E | 18. C |
| 02. B | 19. E |
| 03. C | 20. E |
| 04. D | 21. B |
| 05. C | 22. D |
| 06. A | 23. A |
| 07. C | 24. E |
| 08. B | 25. A |
| 09. D | 26. D |
| 10. D | 27. B |
| 11. E | 28. E |
| 12. B | 29. B |
| 13. A | 30. B |
| 14. E | 31. A |
| 15. E | 32. B |
| 16. E | 33. E |
| 17. D | 34. C |



XIV

CAPÍTULO

Mezcla Gaseosa



- A. Un cohete espacial, expulsa una enorme cantidad de mezcla de gases de combustión de altísima energía por lo que genera un empuje (fuerza ascensional) enorme según la ley de conservación de cantidad de movimiento, que le permite lograr una enorme velocidad para vencer la fuerza de gravedad.
- B. Obtención de hidrógeno húmedo luego de recoger sobre agua. El hidrógeno se obtiene según la reacción: $2\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. En laboratorio es muy frecuente la obtención de gases húmedos como una de las etapas de purificación de un gas.
- C. El aire atmosférico es una mezcla gaseosa formado por N₂ (78,09% en volumen), O₂ (20,95% en volumen) y otros (Ar, CO₂, Ne, He, C H₄, Kr, H₂, O₃, etc.) en 0,96% en volumen. los gases que emite un volcán en actividad es una mezcla de CO₂, CO, Kr, H₂O, SO₂, Kr, Xe, etc. Los seres vivos también generan diversos gases mediante el proceso de respiración (animales), fotosíntesis (plantas). Por descomposición de vegetales y animales se generan gases como CH₄, CO₂, NH₃, SO₂, etc.

MEZCLA GASEOSA

OBJETIVOS

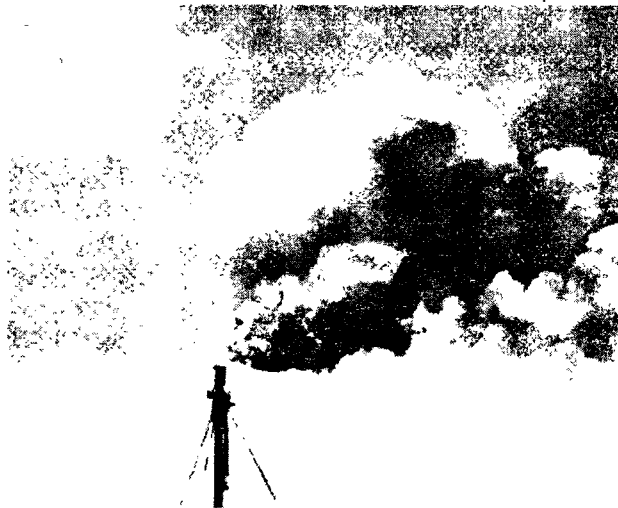
- Comprender las características de una mezcla gaseosa.
- Ser capaz de realizar cálculos en base a las leyes que rigen las mezclas gaseosas.
- Comprender en la práctica la importancia de gases húmedos o gases recogidos sobre un líquido.
- Entender la ley de difusión o efusión gaseosa y su gran utilidad para calcular experimentalmente los pesos moleculares de los gases.

INTRODUCCIÓN

En el capítulo anterior tratamos las propiedades generales de los gases, interpretamos las leyes que rigen su comportamiento según la teoría cinética molecular.

En esta oportunidad trataremos sobre mezcla de gases y de vapores, en base a ciertas leyes experimentales o empíricas.

En la práctica, normalmente los gases se encuentran formando mezclas. A manera de ejemplo citemos las siguientes mezclas gaseosas: el "gas doméstico" no es propano (C_3H_8) puro, pues está mezclado con gases de olores desagradables o fétidos que se llaman "mercaptanos"; el "gas natural" que se encuentra en los pozos petrolíferos o en el subsuelo (formando grandes bolsones de gas), como en Camisea (Cuzco, Perú), es una mezcla de metano (CH_4), etano (C_2H_6), propano (C_3H_8) y butano (C_4H_{10}), el metano está en mayor proporción. Los gases que emanan por el tubo de escape de los vehículos y los gases que salen por la chimenea de las fábricas industriales son mezclas muy complejas de gases tóxicos que contaminan el aire atmosférico, entre ellos tenemos óxidos de nitrógeno (NO , NO_2), óxidos de azufre (SO_2 y SO_3), monóxido de carbono (CO), etc.



Los gases que emanan de las chimeneas de plantas industriales, centros de refinación de minerales y de petróleo, son mezclas de gases tóxicos que continuamente contaminan el aire atmosférico. En la atmósfera encontramos aire húmedo (mezcla de aire seco y vapor de agua).

En los procesos industriales, muchas reacciones ocurren en fase gaseosa, por lo tanto al inicio y al final tenemos una mezcla gaseosa; ejemplo de ello, tenemos a la síntesis del amoníaco: $3\text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NH}_{3(g)}$.

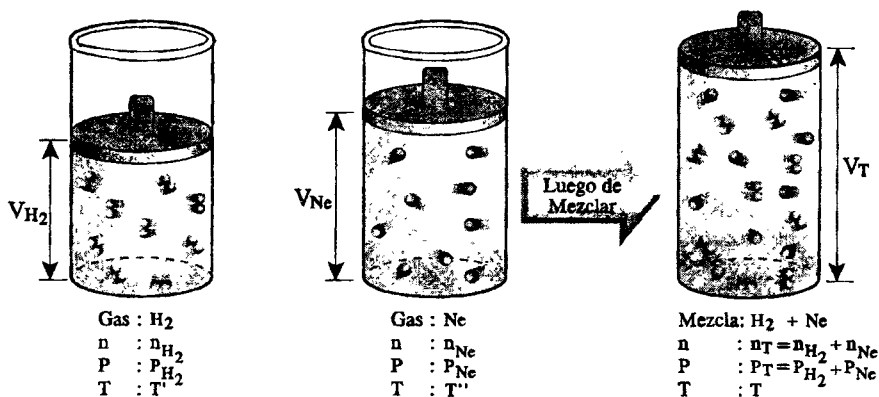
En el laboratorio, se obtienen gases mediante ciertas reacciones sencillas: pero estos gases normalmente se recogen sobre agua, obteniéndose un “gas húmedo”. ¿Qué es un gas húmedo?, ¿cómo se obtiene?, ¿para qué se obtiene de este modo?, ¿cualquier gas se podrá recoger sobre agua?... Estas y otras interrogantes lo responderemos en el presente capítulo.

En el capítulo XI tratamos sobre presión atmosférica e indicamos que el aire atmosférico era una mezcla muy compleja de gases. Además, el aire atmosférico contiene vapor de agua que procede de la evaporación continua de las inmensas masas de agua que forman los mares, ríos, lagos, etc. La cantidad relativa de vapor en el aire se mide en términos de humedad relativa o estado higrométrico. Entonces, ¿qué es la humedad relativa?, ¿cómo se mide la humedad relativa?, ¿qué es el punto de rocío y el punto de escarcha?, ¿qué son los higrómetros?. Estas interrogantes las abordaremos en la parte de gases húmedos.

DEFINICIÓN DE MEZCLA GASEOSA

Es una mezcla homogénea (solución gaseosa) de dos o más gases, donde cada componente de la mezcla tiene un comportamiento individual, o sea actúa como si estuviera sólo, ocupando todo el volumen de la mezcla y a la misma temperatura. Se debe recordar, que en una mezcla homogénea, existe la misma composición y propiedades en cualquier parte de su volumen.

Figura 14.1 Formación de una mezcla de H_2 y Ne



Se debe tener en cuenta, que en la mezcla, cada componente ocupa todo el volumen de ella y además hay un equilibrio térmico, es decir, cada componente se encuentra a la misma temperatura de la mezcla. Las moles totales es igual a la suma de los moles de los componentes y la presión total es igual a la suma de las presiones que ejercen las moléculas de cada gas. Sobre la presión total se explicará con la ley de Dalton.

LEY DE DALTON (o de Presiones Parciales)

John Dalton, notable científico inglés, padre de la teoría atómica, estudió con mucho cuidado el comportamiento de los gases, especialmente el aire atmosférico y los fenómenos meteorológicos. Durante toda su vida se apasionó por la meteorología, recogiendo hasta su muerte unas 200 000 observaciones meteorológicas. En 1 801 descubrió la ley de las presiones parciales en mezclas gaseosas y por lo tanto en el aire atmosférico. Esta ley la podemos expresar de la siguiente manera:

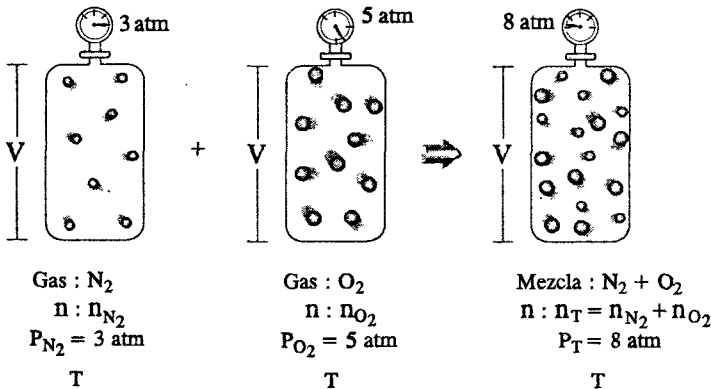
La presión total (P_T), en una mezcla gaseosa, igual a la suma de las presiones parciales de los gases que lo componen.

La **Presión parcial** de un componente "i" (P_i), es la presión que ejercen las moléculas del gas "i", cuando éste se encuentra ocupando todo el volumen de la mezcla y a la misma temperatura. Matemáticamente para una mezcla de "n" componentes, podemos expresar así:

$$P_T = \sum_{i=1}^{i=n} P_i \quad \text{ó} \quad P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

- Donde: P_1 = Presión parcial del componente "1"
 P_2 = Presión parcial del componente "2"
 P_3 = Presión parcial del componente "3"
 \vdots
 P_n = Presión parcial del enésimo componente

Figura 14.2 Formación de mezcla de nitrógeno y oxígeno. Los manómetros registran presiones absolutas.

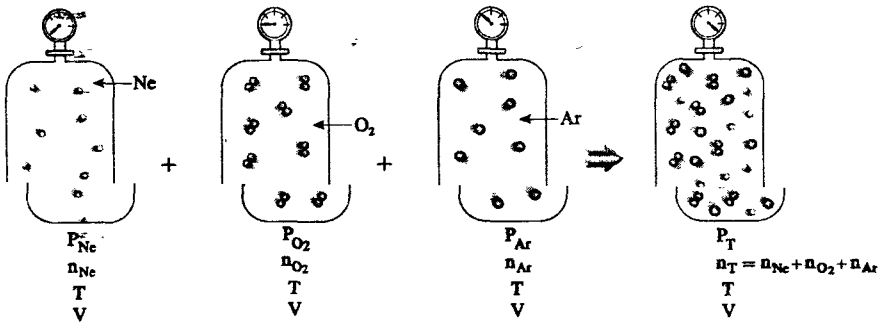


En la mezcla se cumple: $P_T = P_{N_2} + P_{O_2}$

Demostración matemática de la Ley de Dalton según la teoría cinética molecular

Debemos recordar que la teoría cinética molecular se cumple estrictamente para gases ideales. Si se mezclan tres gases: Ne, O₂ y Ar, las presiones absolutas que ejercen cada uno son las que se indican en sendos recipientes de igual volumen y a la misma temperatura.

Figura 14.3 Formación de una mezcla con tres componentes



Se puede demostrar la ley de Dalton partiendo del número de moles de la mezcla gaseosa:

$$n_{\text{Total}} = n_{\text{Ne}} + n_{\text{Ar}} + n_{\text{O}_2} \dots (1)$$

Luego aplicamos la ecuación universal de gases ideales para cada gas componente:

$$\text{como el } n = \frac{PV}{RT} \Rightarrow n_{\text{Ne}} = \frac{P_{\text{Ne}} V}{RT} \quad n_{\text{Ar}} = \frac{P_{\text{Ar}} V}{RT} \quad n_{\text{O}_2} = \frac{P_{\text{O}_2} V}{RT}$$

Análogamente, aplicando la ecuación universal hallamos el número de moles totales:

$$n_T = \frac{P_T V}{RT}$$

Reemplazamos en (1) y efectuando las simplificaciones de términos comunes tenemos:

$$\frac{P_T \cancel{V}}{RT} = \frac{P_{\text{Ne}} \cancel{V}}{RT} + \frac{P_{\text{Ar}} \cancel{V}}{RT} + \frac{P_{\text{O}_2} \cancel{V}}{RT}$$

Finalmente obtenemos la siguiente expresión matemática, con lo cual queda demostrado la ley de Dalton para una mezcla de tres componentes

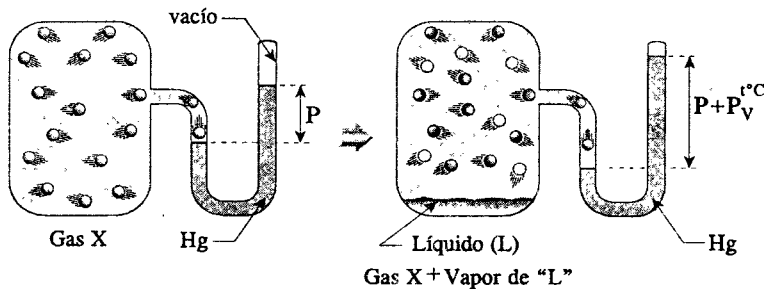
$$P_{\text{Total}} = P_{\text{Ne}} + P_{\text{Ar}} + P_{\text{O}_2}$$

En el capítulo XII, en estado líquido, nos hemos ocupado de la formación de vapores en un espacio vacío y la medida de presión de vapor máxima de un líquido (P_v^{rc}), pero supongamos el caso que sobre el líquido haya algún gas, como por ejemplo el aire.

El primero que se ocupó de esta cuestión fue Dalton, observando que al introducir una pequeña cantidad de líquido en un recinto que contiene un gas a la presión P , aumenta la presión en el recinto, tal como se presenta en la figura y cuando queda líquido sobrante, es decir, cuando el vapor formado está saturado, la nueva presión total era $P + p$, donde “ p ” representa la tensión o presión máxima de vapor del líquido ($P_v^{T^{\circ}C}$) en el cilindro a la temperatura a que se trabaja.

Por lo tanto, en lo que concierne al vapor, un espacio lleno de gas se comporta como si estuviese vacío, siendo la única diferencia que en el vacío se alcanza la saturación casi instantánea después de introducir el líquido, mientras que en el seno de un gas la evaporación es mucho más lenta y tarda algún tiempo en saturarse el recinto.

Figura 14.4 La presión de un gas X es menor que la presión del gas al estar saturado de vapor de un líquido.



Como consecuencia de sus experimentos, enunció Dalton su famosa ley de presiones parciales, que en versión original es:

1. “La presión ejercida por una mezcla de gas y vapor, de dos vapores o de dos gases, es igual a la suma de las presiones que ejercería cada uno, si ocupase por sí solo el volumen de la mezcla”.
2. “La presión y la cantidad de vapor que satura un recinto es la misma, tanto si el recinto está lleno de gas como si está vacío”

Magnus y Regnault demostraron para la mezcla de vapores de dos o más líquidos inmiscible que la presión de una mezcla es la suma de las presiones que cada vapor de líquido ejerce separadamente; pero, que si los líquidos son miscibles (forman mezcla homogénea o solución), la presión de vapor de la solución es menor que la suma de las presiones de vapor de los componentes de la mezcla.

Los experimentos de Andrews (fue el primer científico que logró licuar el gas anhídrido carbónico, CO_2 , a 73 atm de presión y $31,1^{\circ}C$) demostraron que en una mezcla de dos gases, solamente se cumple la ley de Dalton cuando los gases se encuentran lejos de su punto de licuación, es decir, cuando están prácticamente en el estado de gases perfectos; con lo cual quedó establecido, que la ley de Dalton se cumple estrictamente para gases ideales.

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

En uno de sus experimentos, Dalton observó que la presión del aire seco se incrementaba con el vapor de agua. Si el barómetro registró 758,8 mmHg a 25°C y la presión de vapor a esta temperatura es 23,8 mmHg, ¿cuál es el valor de la presión de aire seco que encontró Dalton?

Resolución:

El barómetro lee la presión total del aire atmosférico húmedo.

Aire húmedo = aire seco + vapor de H₂O
 (a.h) (a.s)

Por ley de Dalton:

$$P_{a.h.} = P_{a.s.} + P_v$$

$$\rightarrow P_{a.s.} = P_{a.h.} - P_v = 758,8 \text{ mmHg} - 23,8 \text{ mmHg}$$

$$P_{a.s.} = 735 \text{ mmHg}$$

Ejemplo 2

También en una oportunidad, Dalton observó que, en un recinto, una cierta cantidad de oxígeno (O₂) ejercía una presión de 700 mmHg a 20°C. Luego al introducir una cierta cantidad de agua líquida y efectuada la saturación de vapor. ¿qué presión encontró Dalton?

$$P_{\text{vapor(H}_2\text{O)}}^{20^\circ\text{C}} = 17,54 \text{ mmHg}$$

Resolución:

Si el recinto está saturado de vapor, la presión de vapor es la máxima (17,54 mmHg); por lo tanto, la presión total de la mezcla formada según la ley de Dalton sería:

$$P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{vapor}}$$

$$P_T = 700 \text{ mmHg} + 17,54 \text{ mmHg} = 717,54 \text{ mmHg}$$

$$P_T = 717,54 \text{ mmHg}$$

LEY DE AMAGAT (o de Volúmenes Parciales)

Amagat, en 1 893, en base a datos experimentales, llegó a la siguiente conclusión:

El volumen total (V_T) ocupado por una mezcla gaseosa, es igual a la suma de los volúmenes parciales de sus gases componentes.

El volumen parcial de un componente "i" (V_i), es el volumen que ocupa dicho componente, cuando está sometido a una presión igual al de la mezcla (P) y a la misma temperatura (T).

Matemáticamente, para una mezcla de "n" componentes sería:

$$V_T = \sum_{i=1}^{i=n} V_i$$

ó

$$V_T = V_1 + V_2 + V_3 + \dots + V_n$$

Donde:

V₁ = Volumen parcial del componente "1"

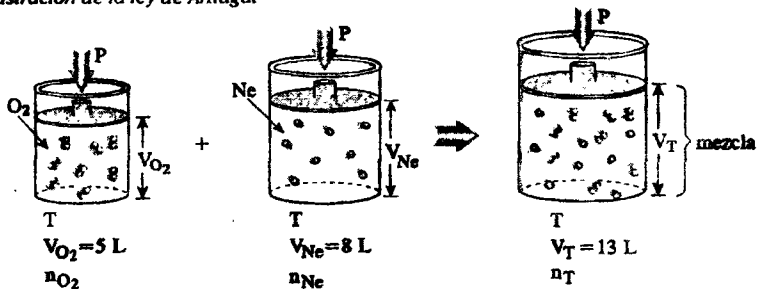
V₂ = Volumen parcial del componente "2"

V₃ = Volumen parcial del componente "3"

⋮ ⋮ ⋮ ⋮ ⋮ ⋮

V_n = Volumen parcial del enésimo componente.

Figura 14.5 Ilustración de la ley de Amagat



Se observa, a las mismas condiciones de P y T: $13 \text{ L} = 5 \text{ L} + 8 \text{ L} \Rightarrow V_T = V_{O_2} + V_{Ne}$

¡IMPORTANTE!

Tener en cuenta las siguientes acotaciones:

1. En la mezcla, por definición de mezcla homogénea, cada componente ocupa todo el volumen de ésta. Para el ejemplo ilustrado

$$V_{O_2} = V_{Ne} = V_T = 13 \text{ L}$$

2. El volumen parcial, del cual trata Amagat, es el volumen que ocupa cada gas componente cuando está aislado o fuera de la mezcla, sometido a una presión igual al de la mezcla y a la misma temperatura.

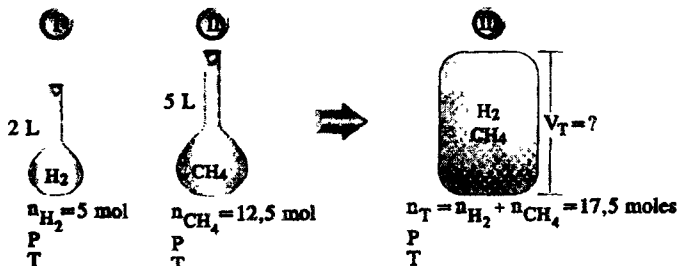
Ejemplo:

Se tiene un balón de 2 L de capacidad que contiene 5 moles de H_2 ; en otro balón de 5 L de capacidad se tiene 12,5 moles de metano (CH_4) a la misma P y T. Se desean mezclar en un recipiente cuya capacidad es desconocida, de tal modo que no se altere la P y T. ¿Cuál debe ser la capacidad del recipiente que contendrá la mezcla?

Resolución:

Según la información que proporciona el problema, podemos esquematizar así:

Los datos se ajustan a las condiciones de Amagat, por lo tanto tendremos que el volumen del nuevo recipiente será: $V_T = V_{H_2} + V_{CH_4} = 2 \text{ L} + 5 \text{ L} = 7 \text{ L}$



Es importante señalar que las leyes de Dalton y Amagat se cumplen estrictamente para gases ideales.

COMPOSICIÓN DE UNA MEZCLA GASEOSA

La composición de una mezcla determina las propiedades de ésta, por lo tanto, es importante determinarlas e interpretarlas.

1. **Fracción de mol o fracción molar (f_m)**, nos indica la relación del número de moles de un componente respecto al número de moles totales de la mezcla, matemáticamente es:

$$f_{m(i)} = \frac{n_i}{n_T}$$

Para la mezcla de H_2 y CH_4 (ejemplo ilustrativo anterior), tendríamos

$$f_{m(H_2)} = \frac{n_{H_2}}{n_T} = \frac{5}{17,5} = \frac{2}{7}$$

$$f_{m(CH_4)} = \frac{n_{CH_4}}{n_T} = \frac{12,5}{17,5} = \frac{5}{7}$$

Sumando:

$$f_{m(CH_4)} + f_{m(H_2)} = \frac{2}{7} + \frac{5}{7} = 1$$

Generalizando, en toda mezcla gaseosa siempre se cumplirá:

$$\sum_{i=1}^{i=n} f_{m(i)} = 1 \quad \text{ó} \quad f_{m(1)} + f_{m(2)} + \dots + f_{m(n)} = 1$$

2. **Fracción de presión (f_p)**, es la comparación de presión parcial de un componente,

respecto a la presión total: $f_{p(i)} = \frac{P_i}{P_T}$, pero

esta expresión es idéntica a la $f_{m(i)} = \frac{n_i}{n_T}$, luego

para las condiciones de Dalton, tenemos:

Para el componente "i": $P_i V = n_i RT \dots (\alpha)$

Para la mezcla : $P_T V = n_T RT \dots (\beta)$

Dividiendo $(\alpha) \div (\beta)$: $\frac{P_i}{P_T} = \frac{n_i}{n_T}$

$\therefore f_{m(i)} = \frac{P_i}{P_T} \Leftrightarrow P_i = f_{m(i)} \cdot P_T$ (Para calcular la presión parcial)

Ejemplo: A cierta P y T, en una mezcla de O_2 y NH_3 , la fracción molar de O_2 es 0,4 y la presión total es 10 atmósferas. Hallar las presiones parciales de O_2 y NH_3 , luego comprobar la ley de Dalton.

Resolución:

Se sabe:

$$f_{m(O_2)} + f_{m(NH_3)} = 1 \Rightarrow f_{m(NH_3)} = 1 - 0,4 = 0,6$$

$$P_{O_2} = f_{m(O_2)} \cdot P_T = 0,4 \cdot 10 = 4 \text{ atm}$$

$$P_{NH_3} = f_{m(NH_3)} \cdot P_T = 0,6 \cdot 10 = 6 \text{ atm}$$

$$\text{Por Dalton: } P_T = P_{O_2} + P_{NH_3} = 4 + 6 = 10 \text{ atm}$$

3. **Fracción en volumen (f_v)**, es la relación de volumen parcial de un componente respecto

al volumen total: $f_{v(i)} = \frac{V_i}{V_T}$

Esta relación también es idéntica a $\frac{n_i}{n_T}$, luego

bajo las condiciones de Amagat, tenemos:

Para gas "i" : $P V_i = n_i R T \dots (\alpha)$

Para la mezcla : $P V_T = n_T R T \dots (\beta)$

$$(\alpha) \div (\beta) : f_{m(i)} = \frac{V_i}{V_T} \Rightarrow V_i = f_{m(i)} \cdot V_T$$

(Para calcular)
volumen parcial

Bajo las condiciones dadas por Dalton y Amagat, podemos generalizar utilizando sólo el término f_m (y no f_p ni f_v).

$$f_{m(i)} = \frac{n_i}{n_T} = \frac{P_i}{P_T} = \frac{V_i}{V_T}$$

Si lo transformamos a porcentajes, multiplicando cada fracción por 100:

$$f_{m(i)} \cdot 100 = \frac{n_i}{n_T} \cdot 100 = \frac{P_i}{P_T} \cdot 100 = \frac{V_i}{V_T} \cdot 100$$

tenemos:

$$\% n_i = \% P_i = \% V_i = f_{m(i)} \times 100$$

Conocida como **identidad de Avogadro**

CONCLUSIÓN:

La composición molar (% n), composición en presión (% P) y composición volumétrica (% V), es la misma para un componente cualquiera de una mezcla gaseosa.

Ejemplo

Se tiene una mezcla gaseosa formada por N₂ y CO₂, donde las presiones parciales son 600 y 400 mmHg, respectivamente. Hallar la composición molar y volumétrica de la mezcla.

Resolución:

$$P_T = P_{H_2} + P_{CO_2} = 600 + 400 = 1000 \text{ mmHg}$$

$$\% n_{N_2} = \% V_{H_2} = \frac{P_{H_2}}{P_T} \cdot 100 = \frac{600}{1000} \cdot 100 = 60 \%$$

$$\% n_{CO_2} = \% V_{CO_2} = \frac{P_{CO_2}}{P_T} \cdot 100 = \frac{400}{1000} \cdot 100 = 40 \%$$

$$\therefore \% n \begin{cases} N_2 = 60 \% \\ CO_2 = 40 \% \end{cases} \quad \% V \begin{cases} N_2 = 60 \% \\ CO_2 = 40 \% \end{cases}$$

4. Composición ponderal o porcentaje en peso (% W), representa el peso de un componente "i" por cada 100 unidades de peso o masa de la mezcla, o sea:

$$\% W_i = \frac{W_i}{W_T} \cdot 100 \Rightarrow \% W_i = \frac{n_i \bar{M}_i}{n_T \bar{M}_T} \cdot 100$$

$$\% W_i = \frac{\bar{M}_i}{\bar{M}_T} \cdot \frac{n_i}{n_T} \cdot 100$$

↖ % n_i

$$\% W_i = \frac{\bar{M}_i}{\bar{M}_T} \cdot \% n_i$$

Ejemplo

El aire seco tiene la siguiente composición volumétrica: O₂(21 %), N₂(78 %) y Ar(1 %) Determinar la composición ponderal del aire seco.

Dato: P.A : O=16, N=14, Ar=40 ; $\bar{M}_{\text{aire}} = 28,96$

Resolución:

$$\% W_{O_2} = \frac{\bar{M}_{O_2}}{\bar{M}_T} \cdot \% V_{O_2} = \frac{32}{28,96} \cdot 21 = 23,2 \%$$

$$\% W_{N_2} = \frac{\bar{M}_{N_2}}{\bar{M}_T} \cdot \% V_{N_2} = \frac{28}{28,96} \cdot 78 = 75,4 \%$$

$$\% W_{Ar} = \frac{\bar{M}_{Ar}}{\bar{M}_T} \cdot \% V_{Ar} = \frac{40}{28,96} \cdot 1 = 1,4 \%$$

PESO MOLECULAR PROMEDIO O APARENTE DE UNA MEZCLA GASEOSA (\bar{M}_T)

Toda mezcla carece de una fórmula unidad, por lo tanto no podemos hablar de peso molecular exacto de una mezcla gaseosa; sólo hallamos el peso molecular promedio o aparente. Así tendremos para una mezcla de "n" componentes:

$$\bar{M}_T = f_{m(1)} \bar{M}_{(1)} + f_{m(2)} \bar{M}_{(2)} + \dots + f_{m(n)} \bar{M}_{(n)}$$

Demostración:

$$\bar{M}_T = \frac{W_T}{n_T} = \frac{W_{(1)} + W_{(2)} + \dots + W_{(n)}}{n_T} \Rightarrow \bar{M} = \underbrace{\frac{n_1}{n_T}}_{f_{m(1)}} \bar{M}_1 + \underbrace{\frac{n_2}{n_T}}_{f_{m(2)}} \bar{M}_2 + \dots + \underbrace{\frac{n_n}{n_T}}_{f_{m(n)}} \bar{M}_n$$

$$\therefore \bar{M}_T = f_{m(1)} \bar{M}_{(1)} + f_{m(2)} \bar{M}_{(2)} + \dots + f_{m(n)} \bar{M}_{(n)}$$

Ejemplos aplicativos
Ejemplo 1

En una mezcla gaseosa de C_3H_8 (propano), N_2 y C_2H_2 (acetileno), los volúmenes parciales son 3 L, 5 L y 2 L, respectivamente. Calcule el peso molecular promedio de la mezcla.

Dato:

$$P.A : C = 12, H = 1, N = 14$$

Resolución:

Por Amagat:

$$V_T = V_{C_3H_8} + V_{N_2} + V_{C_2H_2} = 3L + 5L + 2L = 10L$$

$$\text{Además sabemos: } f_{m(i)} = \frac{V_i}{V_T}$$

Entonces, el peso molecular de la mezcla será:

$$\bar{M}_T = f_{m(C_3H_8)} \bar{M}_{C_3H_8} + f_{m(N_2)} \bar{M}_{N_2} + f_{m(C_2H_2)} \bar{M}_{C_2H_2}$$

$$\Rightarrow \bar{M}_T = \frac{3L}{10L} \times 44 + \frac{5L}{10L} \times 28 + \frac{2L}{10L} \times 26$$

$$\bar{M}_T = 13,2 + 14,0 + 5,2 = 32,4 \text{ u.m.a } \quad \circ$$

$$\bar{M}_T = 32,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ejemplo 2

La composición volumétrica del aire seco es: $O_2 = 21\%$, $N_2 = 78\%$ y $Ar = 1\%$. Hallar el peso molecular promedio del aire seco.

$$P.A \text{ (u.m.a)} : N = 14 \quad O = 16 \quad Ar = 40$$

Resolución:

Aplicando la fórmula del peso molecular de mezcla tendremos:

$$\bar{M}_T = f_{m(O_2)} \times \bar{M}_{O_2} + f_{m(N_2)} \times \bar{M}_{N_2} + f_{m(Ar)} \times \bar{M}_{Ar} \dots (\alpha)$$

Además sabemos:

$$\bar{M}_{O_2} = 32 \quad \bar{M}_{N_2} = 28 \quad \bar{M}_{Ar} = P.A_{Ar} = 40$$

$$\% V_{O_2} = f_{m(O_2)} \times 100 \Rightarrow f_{m(O_2)} = 0,21$$

$$\% V_{N_2} = f_{m(N_2)} \times 100 \Rightarrow f_{m(N_2)} = 0,78$$

$$\text{Análogamente: } f_{m(Ar)} = 0,01$$

Reemplazando valores en la expresión (α)

$$\bar{M}_T = 0,21 \times 32 + 0,78 \times 28 + 0,01 \times 40$$

$$\text{Efectuando: } \bar{M}_T = 28,96 \text{ g/mol}$$

GAS HÚMEDO O GAS RECOGIDO SOBRE UN LÍQUIDO

En la práctica, ciertos gases apolares, como O₂, N₂, H₂, etc, que son obtenidos mediante una reacción química, son recogidos o recolectados sobre agua, mediante la técnica de “desplazamiento del agua”. Esta operación se lleva a cabo con la finalidad de eliminar ciertas impurezas que pudiesen estar mezcladas con el gas, por ejemplo polvo atmosférico, gotas de líquidos en suspensión, etc.

Tabla 14.1 Principales reacciones que permiten obtener algunos gases comunes en el laboratorio

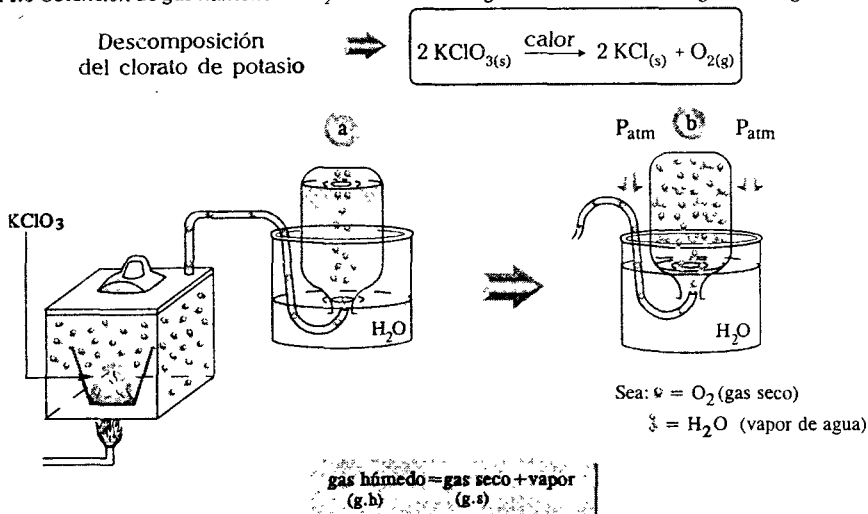
Gas	Reacción química	Precauciones
Oxígeno (O ₂)	$2\text{KClO}_{3(s)} \xrightarrow[\text{Calor}]{\text{MnO}_2} 2\text{KCl}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$	Es una reacción muy explosiva
	$2\text{H}_2\text{O}_{2(ac)} \xrightarrow{\text{MnO}_2} 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$	Ninguno
	$2\text{HgO}_{(s)} \xrightarrow{\text{Calor}} 2\text{Hg}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$	Vapores de mercurio son muy venenosos y tóxicos
Hidrógeno (H ₂)	$\text{Zn}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(ac)} + \text{H}_{2(g)}$	El hidrógeno mezclado con el O ₂ del aire puede explotar
	$\text{Mg}_{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(ac)} \rightarrow \text{MgSO}_{4(ac)} + \text{H}_{2(g)}$	Similar al anterior
Dióxido de carbono (CO ₂)	$\text{CaCO}_{3(s)} + 2\text{HCl}_{(ac)} \rightarrow \text{CaCl}_{2(ac)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ (mármol)	Ninguno
Acetileno (C ₂ H ₂)	$\text{CaC}_{2(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_{2(ac)} + \text{C}_2\text{H}_{2(g)}$	El C ₂ H ₂ al combinarse con el O ₂ del aire puede explotar
Amoniaco (NH ₃)	$\text{NH}_4\text{OH}_{(ac.)} \xrightarrow{\text{Calor}} \text{NH}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	El NH ₃ es tóxico

Un gas húmedo (g.h.) es una mezcla gaseosa donde uno de sus componentes es vapor de un líquido no volátil (generalmente es el agua), que se obtiene al hacer pasar un gas seco a través de éste.

Se evita realizar la recolección sobre agua cuando se trata de gases de moléculas polares (NH₃, H₂S, SO₂, etc) porque debido a su polaridad, éstas se disolverán, lo cual hará que el proceso de recolección no sea eficiente. En este caso se utilizan líquidos apolares como por ejemplo el benceno o tetracloruro de carbono.

Veamos la siguiente ilustración:

Figura 14.6 Obtención de gas húmedo. El O_2 obtenido en la siguiente reacción se recoge sobre agua:



El $O_{2(g)}$ producido durante la descomposición térmica del $KClO_{3(s)}$ se recolecta sobre agua; para ello, se llena con el mismo líquido una botella para ser luego invertida dentro del recipiente.

Figura (a). Conforme se recoge, el gas O_2 dentro de la botella desplaza el agua dentro de esta.

Figura (b). Cuando los niveles de agua dentro y fuera de la botella son iguales, la presión en el interior y en el exterior son iguales.

Luego: $P_{\text{atm}} = \text{Presión de gas húmedo } (P_{g,h})$

Por ley de Dalton, se afirma: $P_{g,h} = P_{g,s} + P_{\text{vapor}}$ Donde: $P_{g,s} = \text{Presión de gas seco}$

Como se vió vimos en el capítulo XIII (estado líquido), la presión de vapor del agua o la tensión de vapor ($P_v^{\circ C}$) sólo depende de la temperatura. Debemos tener presente que, en los problemas de gases húmedos, la tensión de vapor es dato.

Ejemplo aplicativo

Ejemplo 1

Se recoge el gas H_2 sobre agua a $27^{\circ}C$. La presión barométrica es 760 mmHg y $P_v^{27^{\circ}C} = 26,8 \text{ mmHg}$.

¿Cuál es la presión del gas seco?

Resolución:

$$P_{g,s} = P_T - P_{\text{vapor}}$$

$$P_{g,s} = 760 - 26,8 = 733,2 \text{ mmHg}$$

Ejemplo 2

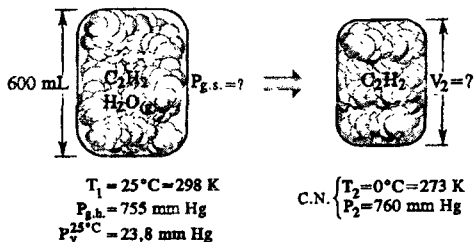
El gas acetileno (C₂H₂) se obtiene mediante la siguiente reacción química.:

CaC_{2(s)} + H₂O_(l) → C₂H_{2(g)} + Ca(OH)_{2(ac)}; dicho gas es recolectado sobre agua a 25°C. Si el volumen desplazado de agua es 600 mL y la presión barométrica es 755 mmHg, ¿cuál es la presión del gas seco?, ¿qué volumen ocuparía a C.N.?

Dato: P_v(H₂O) a 25°C = 23,8 mmHg

Resolución:

El volumen de gas húmedo es igual al volumen de agua desplazado = 600 mL.



$$P_{g.s.} = P_{g.h.} - P_v = 755 - 23,8$$

$$\Rightarrow P_{g.s.} = 731,2 \text{ mmHg}$$

Para calcular el volumen de C₂H₂ (gas seco) a C.N., aplicaremos la ley general de gases, para una cierta masa de C₂H₂ definida

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{731,2 \times 600}{298} = \frac{760 \times V_2}{273}$$

efectuando: V₂ = 528 mL

Ejemplo 3

Hallar la composición molar del aire atmosférico en la ciudad del Callao a 20°C.

Dato:

- P_{atmosférica} = 760 mmHg
- P_v^{20°C} = 17,5 mmHg

Resolución:

La ciudad del Callao se encuentra a nivel del mar, donde la presión atmosférica es la normal, es decir 760 mmHg.

Luego:

Aire húmedo (a.h) = aire seco (a.s) + vapor de agua

Entonces: P_{a.h} = P_{a.s} + P_{vapor}

$$760 \text{ mmHg} = P_{a.s.} + 17,5 \text{ mmHg}$$

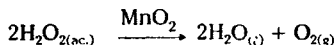
$$\Rightarrow P_{a.s.} = 742,5 \text{ mmHg}$$

$$\%n_{H_2O} = \%P_{H_2O} = \frac{17,5 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \times 100 = 2,3\%$$

$$\%n_{a.s.} = \%P_{a.s.} = \frac{742,5 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \times 100 = 97,7\%$$

Ejemplo 4

El gas O₂ obtenido en la siguiente reacción:



Se recoge sobre agua a 17°C. El volumen de agua desplazado fue de 400 mL y la presión total fue 754 mmHg. ¿Cuál es el peso de oxígeno recogido? ¿Cuántas moléculas de agua están en fase vapor? ¿Qué volumen ocuparía el gas seco a 1,2 atm y 27°C? P_v^{17°C} = 14,5 mmHg

Resolución:

Al inicio, el gas húmedo tiene las siguientes características:

$$V_T = 400 \text{ mL} = 0,4 \text{ L} \quad P_T = 754 \text{ mmHg}$$

$$T = 17^\circ\text{C} = 290 \text{ K} \quad P_{vapor} = 14,5 \text{ mmHg}$$

Calculemos la presión parcial de O₂:

$$P_{O_2} = P_T - P_v = 754 - 14,5 = 739,5 \text{ mmHg}$$

El peso de O₂ será: $W = \frac{PV\bar{M}}{RT}$

$$W_{O_2} = \frac{739,5 \times 0,4 \times 32}{62,4 \times 290} = 0,52 \text{ g}$$

El número de moles de vapor será:

$$n = \frac{PV}{RT} \Rightarrow n_{H_2O} = \frac{14,5 \times 0,4}{62,4 \times 290}$$

n_{H₂O} = 3,2 × 10⁻⁴ moles. Esto representa:

$$3,2 \times 10^{-4} \times 6,022 \times 10^{23} = 19,3 \times 10^{19} \text{ moléculas}$$

Para calcular el V_{O₂} a 1,2 atm (912 mmHg) y 27°C

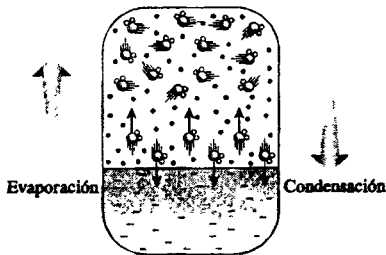
(300 K), aplicamos: $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

$$\frac{739,5 \times 0,4}{290} = \frac{912 \times V_2}{300} \Rightarrow V_2 = 0,335 \text{ L}$$

SISTEMA SATURADO DE VAPOR

Es aquel sistema gaseoso, que contiene la máxima cantidad de vapor, por lo tanto la presión de vapor es la máxima, llamada tensión o presión de vapor de líquido ($P_v^{t^{\circ}C}$). Este sistema no admite más vapor, porque en ella se ha establecido un equilibrio físico entre los fenómenos de evaporación y condensación a temperatura constante.

Figura 14.7 Aire saturado de vapor de agua (mezcla húmeda)



Quando se establece el equilibrio dinámico entre la evaporación (↑) y la condensación (↓), la cantidad de moléculas de vapor de agua (⊘) en el aire permanece inalterable, por lo que ejerce la máxima presión de vapor ($P_v^{t^{\circ}C}$) a una determinada temperatura ($t^{\circ}C$)

Símbolos:

- = molécula de gases componentes del aire seco ($N_2, O_2, Ar, CO_2, \dots$, etc)
- ⊘ = moléculas de agua (H_2O)

A continuación indicamos algunas **sugerencias importantes** para resolver problemas con gases húmedos saturados.

1. La $P_v^{t^{\circ}C}$, es dato del problema, su valor se encuentra en tablas (ver tabla 12.7)
2. La presión del gas saturado de vapor se expresa:

$$P_{g,h} = P_{g,s} + P_v^{t^{\circ}C} \Rightarrow P_{g,s} = P_{g,h} - P_v^{t^{\circ}C}$$

3. Si no se indica lo contrario, se asume que un gas húmedo **está saturado de vapor**. Ver ejemplos aplicativos.

SISTEMA NO SATURADO

Es aquel sistema gaseoso, que aún puede admitir mas vapor de un líquido, porque aún no se ha establecido el equilibrio dinámico entre los fenómenos de la evaporación y condensación; por lo tanto la presión de vapor no es la máxima y se denomina "presión parcial de vapor no saturado (P_v)"

¿Cómo hallar la presión parcial de vapor (P_v)?

Con la definición de grado de saturación (G.S.). Si se trata de vapor de agua, se emplea la definición de humedad relativa (H.R.)

Grado de saturación de vapor (G.S.)

Se emplea para vapor de cualquier líquido. Es la relación entre la presión parcial de vapor (P_v) "Pv" y la máxima presión de vapor a una cierta temperatura ($P_v^{°C}$)

$$\boxed{G.S. = \frac{P_v}{P_v^{°C}}} \Rightarrow P_v = G.S. \cdot P_v^{°C}$$

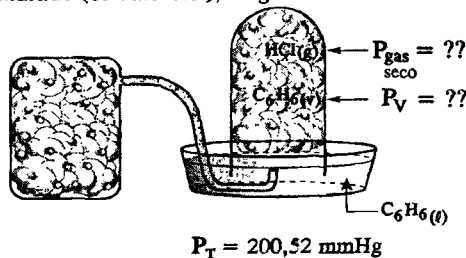
Ejemplo:

El $HCl_{(g)}$ se recogió sobre benceno líquido a 25°C. La presión de gas húmedo fue de 200,52 mmHg, con grado de saturación de 0,8. Hallar la presión de vapor de benceno y presión de gas seco (HCl), en el gas húmedo.

Dato: $P_v^{25°C}$ (Benceno) = 94,4 mmHg

Resolución:

Se trata de un sistema no saturado (es dato G.S.), luego tenemos:



Como: $P_v = G.S. \cdot P_v^{25°C} \Rightarrow P_v = 0,8 \cdot 94,4 \text{ mmHg} = 75,52 \text{ mmHg}$

Además: $P_{Gas\ Seco} = P_{g\ h} - P_v \Rightarrow P_{Gas\ Seco} = 200,52 - 75,52 = 125 \text{ mmHg}$

Humedad relativa (H.R.)

Se emplea solo para vapor de agua, normalmente para indicar el grado de saturación de vapor de agua en el medio ambiente o en un sistema aislado de aire húmedo. Es la comparación porcentual entre la parcial de vapor no saturado (P_v) y la máxima presión de vapor a una cierta temperatura ($P_v^{°C}$) y se evalúa así:

$$\left. \begin{array}{l} P_v^{°C} \xrightarrow{\text{representa}} 100 \% \\ P_v \xrightarrow{\text{representa}} H.R. \end{array} \right\} \Rightarrow \boxed{H.R. = \frac{P_v}{P_v^{°C}} \times 100} \Rightarrow \boxed{P_v = \frac{H.R.}{100} \cdot P_v^{°C}}$$

Si la humedad relativa es inferior a 50 %, el clima es muy seco; hasta 70 % es seco, y de 75 % a 80 % es húmedo. Con más de 85 % ya es muy húmedo.

Ejemplo 1

Si el medio ambiente tiene H.R. = 60 % a 25°C, ¿qué significado tiene dicha expresión?

Resolución:

Significa que la presión parcial de vapor (P_v) representa el 60 % de la máxima presión de vapor a 25°C ($P_v^{25^\circ\text{C}} = 23,8 \text{ mmHg}$)

$$P_v = \frac{60}{100} \times P_v^{25^\circ\text{C}} = \frac{60}{100} \times 23,78 \text{ mmHg}$$

$$= 14,28 \text{ mmHg}$$

Además, evidentemente, el aire atmosférico no está saturado de vapor, pues falta el 40% (100 - 60) de la presión de vapor máximo, para saturarlo.

Ejemplo 2

El "SENAMHI" informa para la ciudad de Lima: temperatura 27°C, presión barométrica 758 mmHg, H.R. de 80 %. ¿Cuál es la presión de vapor de agua y cuál la presión de aire seco en la ciudad de Lima?

Dato: $P_v^{27^\circ\text{C}} = 26,7 \text{ mmHg}$

Resolución:

El aire atmosférico es un gas húmedo formado por aire seco (N_2 , O_2 , Ar, H_2 , CO_2 , ...) y vapor de agua.

Se sabe: $P_{a.h.} = P_{a.s.} + P_v \dots (1)$

Por dato: $P_{atm.} = P_{a.h.} = 758 \text{ mmHg}$

$$P_v = \frac{\text{H.R.}}{100} \times P_v^{27^\circ\text{C}} = \frac{80}{100} \times 26,7 \text{ mmHg}$$

$$P_v = 21,36 \text{ mmHg}$$

Reemplazando en (1):

$$758 \text{ mmHg} = P_{a.s.} + 21,36 \text{ mmHg}$$

$$\Rightarrow P_{a.s.} = 736,64 \text{ mmHg}$$

Ejemplo 3

Mediante la siguiente reacción se obtiene O_2

$$2\text{HgO}_{(s)} \rightarrow 2\text{Hg}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$$

El oxígeno se recoge sobre agua a 17°C. El volumen de gas recogido fue 12 litros, la presión barométrica por tanto, es 756 mmHg y la humedad relativa es de 75 %.

$$P_v^{17^\circ\text{C}} = 14,5 \text{ mmHg}$$

Calcular:

- I. El volumen de O_2 seco a C.N.
- II. El peso de O_2
- III. Peso de vapor de agua.

Resolución:

Como la H.R. = 75 %, la presión de vapor no saturado será: $P_v = \frac{75}{100} \times 14,5 = 10,87 \text{ mmHg}$

Primero calculamos presión de O_2 seco:

$$P_{\text{O}_2} = 756 - 10,87 = 745,13 \text{ mmHg}$$

- I. Cálculo de V_{O_2} a C.N.:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_0 V_0}{T_0} \Rightarrow \frac{745,13 \times 12}{290} = \frac{760 \times V_{\text{O}_2}}{273}$$

$$\Rightarrow V_0 = 11,07 \text{ L}$$

- II. Cálculo de W_{O_2}

$$W = \frac{P V \bar{M}}{R T} \Rightarrow W_{\text{O}_2} = \frac{745,13 \times 12 \times 32}{62,4 \times 290}$$

$$W_{\text{O}_2} = 15,8 \text{ g}$$

- III. Cálculo de peso de vapor de agua:

$$W_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{P V \bar{M}}{R T} = \frac{10,87 \times 12 \times 18}{62,4 \times 290}$$

$$W_{\text{H}_2\text{O}} = 0,13 \text{ g}$$

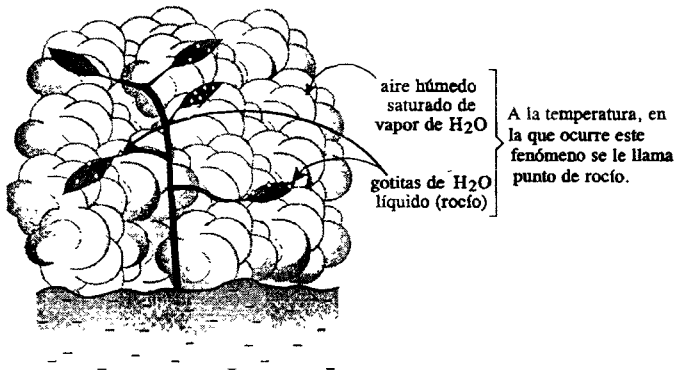
El grado de saturación de vapor en el aire atmosférico se mide con unos aparatos llamados **higrómetros**, que se dividen en 3 clases:

1. Los que se valen del punto de rocío o higrómetros de condensación.
2. Los que miden el peso de humedad contenido en un volumen determinado de aire, llamados higrómetros químicos.
3. Higrómetros de depósito termométrico seco y húmedo o psicrómetros.

PUNTO DE ROCÍO

Es aquella temperatura, a la cuál el aire atmosférico está totalmente saturado de vapor de agua, por lo tanto, la H.R. = 100 %; cuando esto ocurre, el exceso de vapor de agua que no puede dispersarse en el aire seco se condensa por efecto del enfriamiento en forma de pequeñas gotitas de agua líquida, que se llama "rocío", los cuales por acción de la gravedad caen, depositándose en la superficie de los cuerpos materiales, especialmente sobre la hierba y las hojas de los árboles. Generalmente ocurre de noche y de madrugada, cuando no hay viento.

Figura 14.8 Formación de rocío en las hojas y ramas de una planta



Observación:

1. Si la temperatura, a la que ocurre la saturación total de vapor en el aire es $\leq 0^\circ\text{C}$ (muy común en las alturas y ciertos lugares de la tierra), no se forma rocío sino escarcha (partículas sólidas de H₂O); por lo tanto, el "punto de rocío" debe ser mayor a 0°C .
2. El punto de burbuja es la temperatura a la que surge la primera burbuja en el agua, por lo tanto:

$$P_v = 0 \Rightarrow \text{H.R.} = 0 \%$$

LEY DE DIFUSIÓN Y EFUSIÓN GASEOSA DE THOMAS GRAHAM (1 829)

Se debe recordar que la **DIFUSIÓN** es el escape o dispersión de las moléculas de un gas a través de la masa de otro cuerpo material (sólido, líquido o gas). La velocidad de difusión de un gas depende del medio material en el que se desplace, de lo cual podemos establecer la relación:

Velocidad de difusión en:

Medio Gaseoso	>	Medio Líquido	>	Medio Sólido
---------------	---	---------------	---	--------------

Con fines experimentales el gas se hace difundir en muchos casos a través de un material poroso como: grafito comprimido, cerámica sin vitrear, loza, lana de vidrio, etc, con la finalidad generalmente de eliminar las impurezas sólidas y líquidas (gotas) presentes.

Si se realiza la difusión de una mezcla gaseosa por un material poroso, **se separarán los gases más ligeros de los más pesados**, ya que el gas más ligero se difunde más rápidamente a través del material poroso; a este fenómeno se le denomina **atmólisis** (separación de gases, basándose en la diferencia de las velocidades de difusión de cada componente de la mezcla).

La difusión se lleva a cabo a presión y temperatura constante con algún fin u objetivo concreto.

Thomas Graham (1 805-1 869) fue el científico que estudió con mucho detalle los fenómenos de difusión y efusión gaseosa, descubriendo así la ley que lleva su nombre. En ésta ley se establece lo siguiente:

A las mismas condiciones de presión y temperatura las velocidades de difusión o efusión de dos gases son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus pesos moleculares (\bar{M}) o de sus densidades (D).

La proporción de difusión de los gases A y B será:

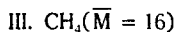
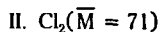
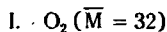
$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{\bar{M}_B}{\bar{M}_A}} = \sqrt{\frac{D_B}{D_A}} \quad \text{donde:}$$

\bar{M} = peso molecular
D = densidad

De la cual se observa que el gas más liviano (menor \bar{M}) se difundirá o efusionará mas rápido que el gas de mayor peso (mayor \bar{M})

Ejemplo:

A temperatura ambiental, ¿cuál de los siguientes gases se difunde con mayor facilidad?



Resolución:

Según la ley de difusión gaseosa, el que se difunde más fácilmente será el gas de menor peso molecular (el más ligero). En este caso será el metano (CH_4)

Rpta: III

Para una masa gaseosa: la velocidad de efusión (v) = $\frac{\text{volumen efundido}(V)}{\text{tiempo de efusión}(t)} \Rightarrow v = \frac{V}{t}$

Si el volumen efundido o difundido "V" es igual para los gases A y B, la ley de Graham en función de tiempo de efusión sería:

$$\frac{v_A}{v_B} = \frac{t_A}{t_B} = \sqrt{\frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_A}} \Rightarrow \frac{t_B}{t_A} = \sqrt{\frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_A}} = \sqrt{\frac{D_B}{D_A}} \left\{ \begin{array}{l} \text{Tiempo de difusión y peso} \\ \text{molecular son directamente} \\ \text{proporcionales} \end{array} \right.$$

Ejemplo aplicativos

Ejemplo 1

A través de un efusiómetro de 2 litros, el CH₄ demora en difundirse 50 segundos. A las mismas condiciones y en un efusiómetro idéntico ¿qué tiempo demorará en difundirse el anhídrido sulfuroso (SO₂)?

P.A(u.m.a) : C=12 ; H=1 ; S=32 ; O=16

Resolución:

Por Graham: $\frac{t_{CH_4}}{t_{SO_2}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{CH_4}}{\overline{M}_{SO_2}}} \Rightarrow \frac{50 \text{ s}}{t_{SO_2}} = \sqrt{\frac{16}{64}} = \frac{1}{2}$

$\Rightarrow t_{SO_2} = 100 \text{ s}$

Ejemplo 2

10 L de gas metano (CH₄) a 27°C y 1 atm demora en difundirse 8 minutos. A las mismas condiciones, 10 L de un gas desconocido demora 2 minutos. ¿Cuál es el peso molecular del gas de desconocido?

Resolución:

Se sabe: $\frac{t_{CH_4}}{t_X} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{CH_4}}{\overline{M}_X}}$

$\left(\frac{8}{2}\right)^2 = \frac{16}{\overline{M}_X} \Rightarrow \overline{M}_X = 4$

El gas X sería el helio (P.A. = $\overline{M} = 4$)

APLICACIONES DE LA LEY DE GRAHAM

1. El método de difusión fue empleado por ASTON (1 913) para separar los isótopos del neón, basándose como ya se indicó en las diferentes velocidades de cada isótopo.
2. Utilizando el mismo método, DEBIERNE (1 910) determinó el peso molecular del gas noble radón (Rn).
3. Actualmente, por difusión a través de membranas porosas, se separan los isótopos naturales del uranio (${}_{92}U^{235}$ y ${}_{92}U^{238}$). Para ello, al uranio se le hace reaccionar con flúor (F₂) para obtener hexafluoruro de uranio (${}^{235}UF_6$ y ${}^{238}UF_6$) cuya temperatura de ebullición es 56°C. En forma de vapor, el ${}^{235}UF_6$ y ${}^{238}UF_6$ se separan por difusión, ya que el más ligero ($< \overline{M}$) ${}^{235}UF_6$ se difunde más rápidamente. Se debe recordar que el U²³⁵ (0,7 % en abundancia) es fisiónable (ver fisión nuclear) y el U²³⁸ (99,3 % en abundancia) no lo es. Por lo tanto, este método de separación satisface las expectativas de las plantas nucleares de fisión que utilizan el U²³⁵.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Respecto a la mezcla gaseosa, es incorrecto afirmar:

- A) Sistema monofásico de 2 o más componentes.
- B) Entre sus componentes hay equilibrio térmico.
- C) La presión total es igual a la suma de las presiones parciales de los gases componentes
- D) Cada componente tiene un comportamiento individual, como si estuviera actuando sólo, ocupando todo el volumen de la mezcla.
- E) Si sumamos el volumen de cada componente en la mezcla, hallaremos el volumen total.

Resolución:

Cada gas componente de la mezcla ocupa el volumen total de la mezcla. No confundir la afirmación "E" con la ley de volúmenes parciales o ley de Amagat, ya que ésta se refiere a la suma de los volúmenes parciales.

Rpta: E

Problema 2

Se tiene una mezcla equimolar de etileno (C₂H₄), nitrógeno (N₂) y monóxido de carbono (CO). Si la presión parcial de N₂ es 2 atm. ¿Cuál es la presión total?

Resolución:

Por dato: $n_{C_2H_4} = n_{N_2} = n_{CO} = n \Rightarrow n_T = 3n$

$$P_{N_2} = 2 \text{ atm} \qquad P_T = ??$$

Aplicando: $P_i = f_m(i) \cdot P_T$;

$$\text{para } N_2 \Rightarrow P_{N_2} = f_m(N_2) \cdot P_T \dots\dots\dots (1)$$

$$\text{Calculemos: } f_m(N_2) = \frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{n}{3n} = \frac{1}{3}$$

$$\text{Reemplazando en (1): } 2 \text{ atm} = \frac{1}{3} \times P_T$$

$$\Rightarrow P_T = 6 \text{ atm}$$

Problema 3

Una mezcla gaseosa contiene 20 g de Ar 10 g de CO₂, 25 g de O₂ y 14 g de N₂. Sabiendo que la presión total es de 10 atmósferas, determinar la presión parcial de oxígeno en la mezcla.

P.A(u.m.a) : C = 12 ; Ar = 40 ; O = 16 ; N = 14

Resolución:

$$\text{Datos } \begin{cases} W_{Ar} = 20 \text{ g} & W_{CO_2} = 10 \text{ g} \\ W_{O_2} = 25 \text{ g} & W_{H_2} = 14 \text{ g} \end{cases}$$

$$P_T = 10 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = ??$$

Aplicaremos:

$$P_{O_2} = f_m(O_2) \cdot P_T \dots\dots\dots (1)$$

Calculemos $f_m(O_2)$

$$f_m(O_2) = \frac{n_{O_2}}{n_T} = \frac{\frac{W_{O_2}}{M_{O_2}}}{\frac{W_{O_2}}{M_{O_2}} + \frac{W_{Ar}}{M_{Ar}} + \frac{W_{CO_2}}{M_{CO_2}} + \frac{W_{N_2}}{M_{N_2}}}$$

$$f_m(O_2) = \frac{25/32}{\frac{25}{32} + \frac{20}{40} + \frac{10}{44} + \frac{14}{28}} = 0,39$$

$$\text{En(1): } P_{O_2} = 0,39 \cdot 10 \text{ atm} = 3,9 \text{ atm}$$

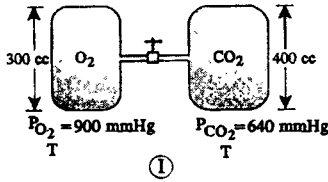
Problema 4

Se tiene un balón de 300 cc de capacidad que contiene O₂ a una presión de 900 mmHg. Se une mediante un tubo de volumen despreciable y provisto de una válvula o llave de paso, a otro balón de 400 cc que contiene CO₂ a una presión de 640 mmHg. Luego de abrir la llave y producida la difusión se pide calcular la presión parcial de CO₂ y la presión total de la mezcla formada, respectivamente. El proceso fue isotérmico.

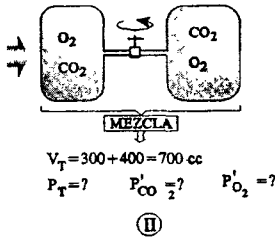
Resolución:

Con los datos, tenemos las siguientes figuras:

Antes de abrir la llave



Luego de abrir la llave



Es evidente que los moles de cada gas, antes y después de formar la mezcla, son los mismos

- Para CO_2 : $n_{CO_2(I)} = n_{CO_2(II)}$
(antes) (después)

$$\Rightarrow \frac{P_{CO_2(I)} \cdot V_{CO_2(I)}}{RT} = \frac{P_{CO_2(II)} \cdot V_T}{RT}$$

$$640 \cdot 400 = P_{CO_2} \cdot 700$$

$$\Rightarrow P_{CO_2} = 365,7 \text{ mmHg}$$

- Para O_2 : $n_{O_2(I)} = n_{O_2(II)}$
(antes) (después)

$$\Rightarrow \frac{P_{O_2(I)} \cdot V_{O_2(I)}}{RT} = \frac{P_{O_2(II)} \cdot V_T}{RT}$$

Reemplazando:

$$900 \cdot 300 = P_{O_2} \cdot 700 \Rightarrow P_{O_2} = 385,7 \text{ mmHg}$$

- Por Dalton:

$$P_T = 365,7 + 385,7 = 751,4 \text{ mmHg}$$

Problema 5

La masa de 3,36 L, medida a C.N. de una mezcla de gases (CO y CO_2), es de 5 g. Hallar el volumen parcial de cada gas.

Resolución:

Datos:

$$W_T = 5g \quad V_T = 3,36 L$$

$$\text{C.N.} \begin{cases} T_0 = 273K \\ P_0 = 1 \text{ atm} \end{cases}$$

$$V_{CO} = ? \quad V_{CO_2} = ?$$

Se sabe:
$$\left. \begin{aligned} V_{CO} &= f_{m(CO)} \times V_T \\ V_{CO_2} &= f_{m(CO_2)} \times V_T \end{aligned} \right\} \dots (1)$$

Además:

$$\bar{M}_T = f_m(CO) \cdot \bar{M}_{CO} + f_m(CO_2) \cdot \bar{M}_{CO_2} \dots (2)$$

Calculemos primero \bar{M}_T a condiciones normales (C.N)

$$\left. \begin{aligned} \bar{M}_T(g) - 22,4 L \\ 5(g) - 3,36 L \end{aligned} \right\} \bar{M}_T = 33,33 \text{ u.m.a}$$

Reemplazando en (2):

$$33,33 = f_m(CO) \cdot 28 + (1 - f_m(CO)) \cdot 44$$

$$\Rightarrow f_m(CO) = 0,667$$

$$f_m(CO_2) = 1 - 0,667 = 0,333$$

Reemplazando en (1):

$$V_{CO} = 0,667 \times 3,36 L = 2,24 L$$

$$V_{CO_2} = 0,333 \times 3,36 L = 1,12 L$$

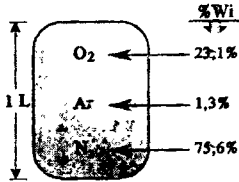
Problema 6

La composición ponderal aproximada del aire es: $O_2 = 23,1\%$, $N_2 = 75,6\%$ y $Ar = 1,3\%$. ¿Cuál es la presión parcial del argón en 1 litro de aire que pesa 2g a $-20^\circ C$?

Datos: $\bar{M}_{Aire} = 28,96 \text{ u.m.a}$, $P_A(Ar) = 40$

Resolución:

Datos:



$$T = -20^{\circ}\text{C} + 273 = 253 \text{ K}$$

$$W_T = 2 \text{ g}$$

$$P_{Ar} = ??$$

Aplicaremos: $P_i V_T = n_i RT$

Para el Argón: $P_{Ar} V_T = n_{Ar} RT \dots (1)$

$$\text{Calculemos: } W_{Ar} = \frac{1,3}{100} \times 2 \text{ g} = 0,026 \text{ g}$$

$$\Rightarrow n_{Ar} = \frac{W}{M} = \frac{0,026}{40} = 6,5 \times 10^{-4} \text{ moles}$$

Reemplazando en (1):

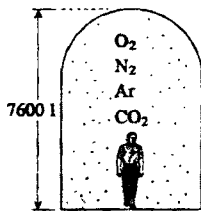
$$P_{Ar} \times 1 = 6,5 \times 10^{-4} \times 62,4 \times 253$$

$$\Rightarrow P_{Ar} = 10,26 \text{ mmHg}$$

Problema 7

El cuerpo humano produce unos 960 g de CO_2 por día. Si la cabina de un astronauta tiene un volumen de 7600 L y la presión parcial de CO_2 no debe exceder de 4,1 torr. a 27°C . ¿qué peso de CO_2 debe eliminarse durante el primer día de viaje?. Inicialmente, en la cabina no había CO_2 .

Resolución:



$$T = 27^{\circ}\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P_{\text{CO}_2} \leq 4,1 \text{ torr}$$

Razonamiento: El peso total de CO_2 producido mediante el proceso de la respiración = 960 g.

El peso de CO_2 a expulsar de la cabina sería = $960 \text{ g} - W_{\text{CO}_2}$; donde W_{CO_2} (máximo permitido en la cabina)

Calculemos el W_{CO_2} máximo permitido dentro de la cabina.

$$\text{Aplicaremos: } P_{\text{CO}_2} \cdot V_T = \frac{W_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} \cdot R \cdot T$$

$$4,1 \times 7600 = \frac{W_{\text{CO}_2}}{44} \times 62,4 \times 300$$

$$\text{Efectuando: } W_{\text{CO}_2} = 73,24 \text{ g}$$

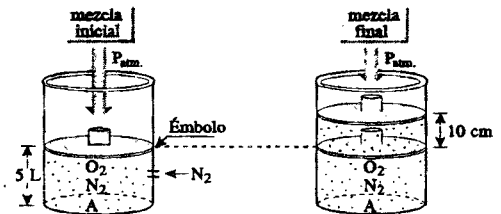
Luego:

$$W_{\text{CO}_2} (\text{expulsado}) = 960 \text{ g} - 73,24 \text{ g} = 886,76 \text{ g}$$

Problema 8

Un recipiente cilíndrico provisto de un émbolo móvil cuya base es de 400 cm^2 , contiene 5 L de aire ($M = 29$) a 25°C . Si se inyecta N_2 a la misma temperatura, el émbolo sube 10cm. Calcular la presión parcial del N_2 en la mezcla final. La composición volumétrica del aire es 80 % de N_2 y 20 % de O_2 .

Resolución:



$$A = 400 \text{ cm}^2$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{20}{100} \times 5 \text{ L} = 1 \text{ L}$$

$$V_{\text{N}_2} = \frac{80}{100} \times 5 \text{ L} = 4 \text{ L}$$

$$P_T = P_{\text{atm}} = 1 \text{ atm.}$$

$$V_{\text{N}_2} (\text{añadido}) = 400 \text{ cm}^2 \times 10 \text{ cm} = 4000 \text{ cm}^3 = 4 \text{ L}$$

$$V_T (\text{final}) = 5 \text{ L} + 4 \text{ L} = 9 \text{ L}$$

$$V_{\text{N}_2} (\text{final}) = 4 \text{ L} + 4 \text{ L} = 8 \text{ L}$$

$$P_T = P_{\text{atm}} = 1 \text{ atm.}$$

$$\text{En la mezcla final: } P_{\text{N}_2} = f_m(\text{N}_2) \times P_T \dots \dots \dots (1)$$

$$f_m(\text{N}_2) = \frac{V_{\text{N}_2}}{V_T} = \frac{8 \text{ L}}{9 \text{ L}} = \frac{8}{9}$$

$$\text{Reemplazando en (1): } P_{\text{N}_2} = \frac{8}{9} \text{ atm}$$

Problema 9

Se descubrió que una estufa desajustada estaba permitiendo el escape de CO dentro de una habitación a un promedio de 0,45 moles por minuto. Si la capacidad del aire atmosférico en la habitación es de 324 m³ y su temperatura de 20 °C, ¿cuánto tiempo debe transcurrir para que el aire de dicha habitación alcance el nivel de peligro por su contenido en CO (el cual se considera en 0,4 % en volumen)?

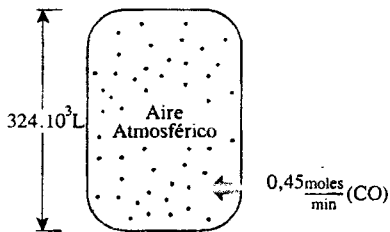
Resolución:

Datos:

$$T = 20\text{ °C} + 273 = 293\text{ K}$$

$$P_{\text{atm}} = 1\text{ atm (dato implícito)}$$

$$\% V_{\text{CO}} = 0,4\% \text{ (concentración letal o peligrosa)}$$



El volumen parcial peligroso de CO en la habitación sería:

$$V_{\text{CO}} = \frac{0,4}{100} \times 324 \times 10^3\text{ L} = 1296\text{ L}$$

El número de moles de CO peligroso en la habitación es: $P_T V_{\text{CO}} = n_{\text{CO}} RT$

$$1 \times 1296 = n_{\text{CO}} \times 0,082 \times 293$$

$$\rightarrow n_{\text{CO}} = 53,94\text{ moles}$$

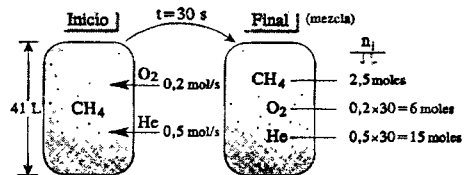
El tiempo necesario para alcanzar los 53,94 moles de CO es:

$$\left. \begin{array}{l} \text{En } 1\text{ min} \rightarrow 0,45\text{ moles} \\ \text{En } t\text{ min} \rightarrow 53,94\text{ moles} \end{array} \right\} t = 119,8\text{ min}$$

Problema 10

Un tanque de acero de 41 L de capacidad, contiene metano (CH₄) a 127°C y 2 atmósferas de presión. Se inyecta en dicho tanque 0,2 $\frac{\text{mol}}{\text{s}}$ de O₂ y 0,5 $\frac{\text{mol}}{\text{s}}$ de He. Al cabo de 30 segundos, ¿en cuánto ha variado el % de presión de CH₄ si la temperatura ha aumentado?

Resolución:



Para el estado inicial (antes de inyectar los gases):

$$T_1 = 127 + 273 = 400\text{ K} \quad P_1 = 2\text{ atm}$$

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{2 \times 41}{0,082 \times 400} = 2,5\text{ moles}$$

Para el estado final (mezcla formada al cabo de 30 s):

$$n_T = 2,5 + 6 + 15 = 23,5\text{ moles}$$

$$\%P_{\text{CH}_4} = f_{m(\text{CH}_4)} \times 100 = \frac{2,5}{23,5} \times 100 = 10,64\%$$

Luego el % P_{CH_4} ha disminuido en:

$$100 - 10,64 = 89,36\%$$

Problema 11

Señalar la relación incorrecta:

- A) El gas húmedo es un sistema homogéneo, donde se cumple la ley de Dalton y de Amagat.
- B) El grado de saturación (G.S.) se emplea para sistemas no saturados de vapor, de cualquier líquido.

- C) La humedad relativa (H.R.) se emplea para indicar el G.S. porcentual de vapor de cualquier líquido en un gas húmedo.
- D) La presión de vapor de un líquido es una propiedad intensiva.
- E) En un sistema saturado de vapor, la presión parcial de vapor es exactamente igual a la tensión de vapor.

Resolución:

El término humedad relativa sólo se aplica al vapor del agua, no al vapor de cualquier líquido.

Rpta: C

Problema 12

Respecto al punto de rocío:

- I. Es la temperatura a la cual se forma rocío o escarcha en el aire atmosférico.
- II. Es la temperatura a la cual la H.R. = 0 %.
- III. Puede ser menor o igual a 0°C
- IV. Es la temperatura donde la H.R. = 100 %, por lo que se forma rocío en el aire atmosférico.

Es (son) correcta(s):

Resolución:

El punto de rocío es la temperatura a la cual el aire atmosférico tiene H.R. = 100 %, por lo que el exceso de vapor de H₂O se condensa formando rocío.

El punto de rocío es siempre mayor a 0°C.

Rpta: IV

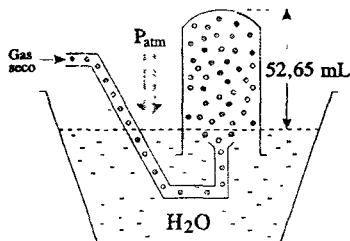
Problema 13

Halle el volumen (en mL) a C.N. de una masa de gas seco, el cual al ser recogido sobre agua a 20°C ocupa un volumen de 52,65 mL y registra 754,7 mmHg.

$$P_v^{20^\circ\text{C}} = 17,5 \text{ mmHg}$$

Resolución:

Datos:

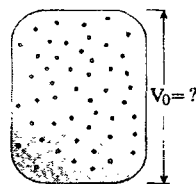


$$T_1 = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

$$P_T = P_{atm} = 754,7 \text{ mmHg}$$

$$P_v^{20^\circ\text{C}} = 17,5 \text{ mmHg}$$

Si el gas seco se aísla de algún modo y lo llevamos a C.N., ocuparía:



$$T_0 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$P_0 = 760 \text{ mmHg}$$

- Para calcular V_0 , aplicaremos:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_0 V_0}{T_0} \dots\dots (\alpha)$$

- En las condiciones del gas seco recogido sobre H₂O:

$$V_1 = 52,65 \text{ mL}$$

La presión parcial del gas seco es:

$$P_1 = P_T - P_v^{20^\circ\text{C}} = 754,7 - 17,5$$

$$P_1 = 737,2 \text{ mmHg}$$

Reemplazando en (α)

$$\frac{737,2 \times 52,65}{293} = \frac{V_0 \times 760}{273} \Rightarrow V_0 = 47,6 \text{ mL}$$



Observación:

Cuando no se indica al grado de saturación o la H.R., se sobreentiende que se trata de un gas húmedo saturado

$$\Rightarrow P_{\text{vapor}} = P_v^{T^{\circ}\text{C}}$$

Problema 14

Calcular el peso de un litro de aire saturado de humedad a 25°C y presión de 770 mmHg.

Datos adicionales:

$$\bar{M}_{\text{aire}} = 29 \text{ u.m.a} \quad P_v^{25^{\circ}\text{C}} = 23,8 \text{ mmHg}$$

Resolución:

Datos:

$$V_T = 1 \text{ L} \quad T = 25^{\circ}\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$P_v = 23,8 \text{ mmHg} \quad P_T = 770 \text{ mmHg}$$

Presión parcial del aire seco será

$$P_{\text{a.s.}} = 770 - 23,8 = 746,2 \text{ mmHg}$$

$$W_T = W_{\text{A.s.}} + W_{\text{H}_2\text{O}} \dots (1)$$

Calculemos la masa de aire seco:

$$P_{\text{A.S.}} \times V = \frac{W}{M} RT \Rightarrow 746,2 \times 1 = \frac{W}{29} \times 62,4 \times 298$$

$$\Rightarrow W_{\text{A.S.}} = 1,164 \text{ g}$$

Calculemos la masa de vapor de H₂O

$$P_v V_T = \frac{W_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} RT$$

$$23,8 \times 1 = \frac{W_{\text{H}_2\text{O}}}{18} \times 62,4 \times 298$$

$$\Rightarrow W_{\text{H}_2\text{O}} = 0,023 \text{ g}$$

Reemplazando en (1):

$$W_T = 1,164 \text{ g} + 0,023 \text{ g} = 1,187 \text{ g}$$

Problema 15

Una masa de H₂ recogida sobre agua a 25°C y 737 mmHg ocupa un volumen de 245cc, con grado de saturación 0,9 (H.R.=90%). ¿Cuál será el volumen de H₂ seco medido a 12°C y 770 mmHg?

$$P_v^{25^{\circ}} = 23,8 \text{ mmHg}$$

Resolución:

En el gas húmedo:

$$V_T = 245 \text{ cm}^3 \quad T_1 = 298 \text{ K}$$

$$P_v = \frac{90}{100} \times 23,8 = 21,42 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{g.s.}} = P_T - P_v = 737 - 21,42 = 715,58 \text{ mmHg}$$

Analicemos sólo el gas seco:

$$\text{Estado inicial(1)} \begin{cases} V_1 = 245 \text{ cc} \\ T_1 = 298 \text{ K} \\ P_1 = 715,58 \text{ mmHg} \end{cases}$$

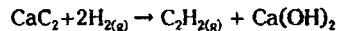
$$\text{Estado final} \begin{cases} V_2 = ? \\ T_2 = 12 + 273 = 285 \text{ K} \\ P_2 = 770 \text{ mmHg} \end{cases}$$

Para calcular V₂, aplicaremos: $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

$$\frac{715,58 \times 245}{298} = \frac{770 \times V_2}{285} \Rightarrow V_2 = 217,7 \text{ mL}$$

Problema 16

El gas acetileno (C₂H₂) obtenido mediante la siguiente reacción:



pesa 140 g. Este gas se recoge sobre agua a 30°C y 750mmHg de presión atmosférica. El volumen de aire desplazado fue de 140 L. ¿Cuál es la H.R. del gas húmedo?

Datos adicionales:

Temperatura	0°C	25°C	35°C	45°C	50°C
Pv(mmHg)	4,6	23,8	42	71,8	92,5

Resolución:

Datos:

$$W_{g.s.} = 140 \text{ g} \quad T = 30^\circ\text{C} = 303 \text{ K}$$

$$V_T = 140 \text{ L} \quad P_T = 750 \text{ mmHg}$$

$P_V^{30^\circ\text{C}}$ → No es dato directo, por lo que hallaremos

por interpolación con los datos de la tabla

$$\text{H.R.} = ?? \quad \overline{M}_{\text{C}_2\text{H}_2} = 26$$

Se sabe: $\text{H.R.} = \frac{P_V}{P_V^{30^\circ\text{C}}} \times 100 \dots\dots\dots (1)$

- Cálculo de la presión parcial de vapor (P_V)
 $P_T = P_{g.s.} + P_V \Rightarrow P_V = P_T - P_{g.s.} \dots\dots\dots (2)$

- Calculemos $P_{g.s.}$

$$P_{g.s.} \cdot V_T = \frac{W_{g.s.}}{M} RT$$

$$P_{g.s.} \cdot 140 = \frac{140}{26} \times 62,4 \times 303$$

Efectuando: $P_{g.s.} = 727,2 \text{ mmHg}$

Reemplazando en (2):

$$P_V = 750 - 727,2 = 22,8 \text{ mmHg}$$

- Calculemos $P_V^{30^\circ\text{C}}$ con la tabla (dato), por el método de interpolación

$t^\circ\text{C}$	$P_V(\text{mmHg})$
25°C	23,8
30°C	$P_V^{30^\circ\text{C}}$
35°C	42

$$\left(\begin{array}{l} 25^\circ\text{C} \text{ --- } 23,8 \\ 30^\circ\text{C} \text{ --- } P_V^{30^\circ\text{C}} \\ 35^\circ\text{C} \text{ --- } 42 \end{array} \right) \Rightarrow \frac{30 - 25}{35 - 25} = \frac{P_V^{30^\circ\text{C}} - 23,8}{42 - 23,8}$$

Efectuando: $P_V^{30^\circ\text{C}} = 32,9 \text{ mmHg}$

Reemplazando en (1):

$$\text{H.R.} = \frac{22,8 \text{ mmHg}}{32,9 \text{ mmHg}} \times 100 = 69,3 \%$$

Problema 17

Situé los siguientes gases en orden creciente del tiempo requerido para que se difundan a través de una abertura dada, bajo condiciones idénticas: 150 ml de COCl_2 , 500 ml de H_2 y 375 ml de CO_2 .

P.A. (u.m.a): Cl=35,5; C=12; O=16; H=1

A) H_2 ; COCl_2 ; CO_2 B) CO_2 ; H_2 ; COCl_2

C) COCl_2 ; CO_2 ; H_2

D) CO_2 ; COCl_2 ; H_2

E) H_2 ; CO_2 ; COCl_2

Resolución:

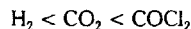
Según la ley de Graham, el tiempo de difusión es directamente proporcional a la raíz cuadrada del peso molecular (\overline{M}) del gas:

Un gas pesado (mayor \overline{M}) demora mayor tiempo en difundirse y el más ligero (menor \overline{M}) se demora menos tiempo.

Evaluemos el \overline{M} de cada gas.

$$\overline{M}_{\text{CO}_2} = 12 + 32 = 44, \quad \overline{M}_{\text{H}_2} = 2, \quad \overline{M}_{\text{COCl}_2} = 99$$

Ordenando de menor a mayor tiempo de difusión:



Rpta: E

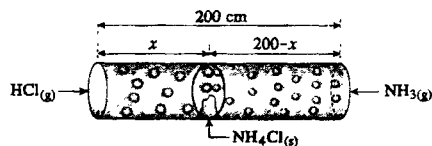
Problema 18

Un tubo de vidrio de 200 cm de longitud tiene orificio de entrada en sus dos extremos. Si se hacen ingresar simultáneamente $\text{HCl}_{(g)}$ por un lado y $\text{NH}_3_{(g)}$ por el otro. ¿a qué distancia de la entrada de HCl , aproximadamente, aparecerá el anillo blanco de $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$ (cloruro de amonio sólido)?

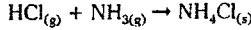
P.A. (uma): Cl = 35,5, N = 14, H = 1

Resolución:

Con los datos del problema, tenemos la siguiente figura:



El sólido blanco, $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$, se formará cuando las moléculas de HCl y NH_3 realicen el choque eficaz (interacción química para formar la nueva sustancia), según:



Aplicando la ley de difusión de Graham, tenemos:

$$\frac{v_{\text{HCl}}}{v_{\text{NH}_3}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{\text{NH}_3}}{\overline{M}_{\text{HCl}}}} \Rightarrow \frac{v_{\text{HCl}}}{v_{\text{NH}_3}} = \sqrt{\frac{17}{36,5}}$$

$$\frac{v_{\text{HCl}}}{v_{\text{NH}_3}} = 0,68 \dots (\alpha)$$

Volumen difundido será = área \times distancia

Entonces:

$$V_{\text{HCl}} = A \cdot x \quad \text{y} \quad V_{\text{NH}_3} = A \times (200 - x)$$

$$\text{En } (\alpha): \frac{A \cdot x}{A \times (200 - x)} = 0,68$$

Efectuando: $x = 81 \text{ cm}$

Problema 19

A determinadas condiciones de presión y temperatura, a través de una abertura se difunde el O_2 a una velocidad de 3,65 mL/min. Bajo las mismas condiciones, por una abertura similar, una mezcla de CO y CO_2 , se difunde a una velocidad de 3,2 mL/min.

¿Cuál es el % en peso de CO en la mezcla?

Resolución:

Datos:

$$v_{\text{O}_2} = 3,65 \text{ mL/min} \quad v_{\text{mezcla}} = 3,2 \text{ mL/min}$$

% $W_{\text{CO}} = ??$

Se sabe:

$$\% W_{\text{CO}} = \frac{\% n_{\text{CO}} \times \overline{M}_{\text{CO}}}{\overline{M}_{\text{mezcla}}} \dots \quad (1)$$

• Determinamos \overline{M}_T aplicando

$$\frac{v_{\text{O}_2}}{v_{\text{mezcla}}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{\text{mezcla}}}{\overline{M}_{\text{O}_2}}} \Rightarrow \frac{3,65}{3,2} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{\text{mezcla}}}{32}}$$

Elevando al cuadrado, ambos términos:

$$\left(\frac{3,65}{3,2}\right)^2 = \frac{\overline{M}_{\text{mezcla}}}{32} \Leftrightarrow \overline{M}_{\text{mezcla}} = 41,58$$

• En la mezcla determinemos la $f_m(\text{CO})$

$$\overline{M}_T = f_m(\text{CO}) \cdot \overline{M}_{\text{CO}} + f_m(\text{CO}_2) \cdot \overline{M}_{\text{CO}_2}$$

$$41,58 = f_m(\text{CO}) \times 28 + [1 - f_m(\text{CO})] \times 44$$

Efectuando: $f_m(\text{CO}) = 0,15$

Entonces, % $n_{\text{CO}} = 0,15 \times 100 = 15 \%$

Reemplazando en (1):

$$\% W_{\text{CO}} = \frac{15 \times 28}{41,58} \approx 10 \%$$

Problema 20

A volúmenes iguales y a las mismas condiciones de P y T, se difunden en forma independiente. gas O_2 y una mezcla de H_2 y N_2 , de tal manera que sus tiempos de difusión guardan la siguiente relación:

$$\left(\frac{t_{\text{O}_2}}{t_{\text{mezcla}}}\right)^2 = \frac{8,0}{5,7}$$

Si el volumen de la mezcla es 120 L, ¿cuál es el volumen parcial de H_2 ?

P.A.(u.m.a): N = 14, O = 16, H = 1

Resolución:

Se sabe: $V_{\text{H}_2} = f_m(\text{H}_2) \cdot V_T \dots (1)$

• Determinemos $f_m(\text{H}_2)$, previo cálculo de $\overline{M}_{\text{mezcla}}$:

$$\text{Por Graham: } \frac{t_{\text{O}_2}}{t_{\text{mezcla}}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{\text{O}_2}}{\overline{M}_{\text{mezcla}}}}, \text{ elevando al}$$

$$\text{cuadrado } \left(\frac{t_{\text{O}_2}}{t_{\text{mezcla}}}\right)^2 = \frac{32}{\overline{M}_{\text{mezcla}}}$$

El término de la izquierda es dato, luego reemplazamos:

$$\frac{8,0}{5,7} = \frac{32}{\bar{M}_{mezcla}} \Rightarrow \bar{M}_{mezcla} = 22,8$$

Peró: $\bar{M}_{mezcla} = f_m(N_2)\bar{M}_{N_2} + f_m(H_2)\bar{M}_{H_2}$

$$22,8 = [1 - f_m(H_2)] \times 28 + f_m(H_2) \times 2$$

$$\Rightarrow f_m(H_2) = 0,2$$

Reemplazando en (1):

$$V_{H_2} = 0,2 \times 120 \text{ L} = 24 \text{ L}$$

Problema 21

Un volumen de aire, saturado a 60 % con vapor de agua, mide 50 litros a 20°C y 790 mmHg de presión. Se hace burbujear a través de ácido sulfúrico y se recoge sobre mercurio como aire seco a 25°C y 765 mmHg. ¿Cuál será el nuevo volumen del aire?

$$P_v^{20^\circ\text{C}} = 17,5 \text{ mmHg}$$

Resolución:

$$T_1 = 20^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$$

$$T_2 = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$P_v = \frac{60}{100} \times P_v^{20^\circ\text{C}} = \frac{60}{100} \times 17,5 = 10,5 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{aire seco}} = 790 - 10,5 = 779,5 \text{ mmHg}$$

Trabajando con el aire seco

Estado (1)

$$V_1 = 50 \text{ L}$$

$$T_1 = 293 \text{ K}$$

$$P_1 = 779,5 \text{ mmHg}$$

Estado (2)

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 298 \text{ K}$$

$$P_2 = 765 \text{ mmHg}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{779,5 \times 50}{293} = \frac{765 \times V_2}{298}$$

$$\Rightarrow V_2 = 51,8 \text{ L}$$

A manera de observación, debemos señalar que al hacer pasar el aire húmedo a través de H_2SO_4 , esta mezcla absorbe totalmente el vapor de agua y se obtiene así aire seco.

Problema 22

En un recipiente rígido a una determinada temperatura se encuentran mezclados 3 gases: H_2 , O_2 y N_2 . La presión parcial de H_2 es 800 mmHg y la fracción molar de O_2 es 0,3. Si se abre la válvula para reducir la presión total hasta 2 atmósferas, entonces la composición volumétrica de N_2 disminuye en 20 % y el peso molecular aparente de la nueva mezcla es 23,84. ¿Cuál es la presión parcial final del O_2 si al inicio la presión total es de 2 000 torr?

Resolución:

Al inicio tenemos según datos:

H_2 N_2 O_2	800 torr	}	$f_{mH_2} = \frac{800 \text{ torr}}{2000 \text{ torr}} = 0,4$ $f_{mO_2} = 0,3$ Luego: $f_{mN_2} = 1 - 0,3 - 0,4 = 0,3$
$f_{mO_2} = 0,3$			
$P_{TOTAL} = 2000 \text{ TORR}$			

Al final tenemos que la fracción molar de N_2 disminuyó en 20 % (% vol. = % molar)

$$\frac{f_{mN_2}}{\text{final}} = \frac{80}{100} \times \frac{f_{mN_2}}{\text{inicial}} = \frac{80}{100} \times 0,3 = 0,24$$

Con el peso molecular aparente determinamos la nueva fracción molar del O_2 :

$$\bar{M}_{mezcla} = f_{mN_2} \times \bar{M}_{N_2} + f_{mO_2} \times \bar{M}_{O_2} + f_{mH_2} \times \bar{M}_{H_2}$$

$$23,84 = 0,24(28) + (x)(32) + (1 - 0,24 - x)(2)$$

$$\Rightarrow x = f_{mO_2} = 0,52$$

$$\Rightarrow P_{O_2} = f_{mO_2} \cdot P_{total} = 0,52 \times 2 \text{ atm} = 1,04 \text{ atm}$$

Conversión a mmHg

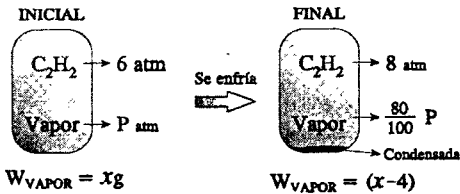
$$P_{O_2} = 1,04 \text{ atm} \times \frac{760}{1 \text{ atm}} \text{ mmHg} = 790,4 \text{ mmHg}$$

Problema 23

En un balón de acero se tienen mezclados acetileno (C₂H_{2(g)}) y vapor de H₂O saturado, al enfriarse el sistema la presión parcial del acetileno aumenta de 6 a 8 atmósferas y la presión del vapor de H₂O disminuye en un 20 % manteniendose la saturación. ¿Qué masa de vapor de H₂O había al inicio si se condensaron 4 gramos de H₂O?

Resolución:

En el proceso se pierden 4 gramos de vapor de H₂O porque condensan:



Para el acetileno se cumple que la masa y el volumen son constantes

$$\Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{6 \text{ atm}}{T_1} = \frac{8 \text{ atm}}{T_2}$$

$$\Rightarrow \boxed{\frac{T_1}{T_2} = \frac{6}{8}} \dots\dots\dots (I)$$

Para el vapor de H₂O se cumple que sólo el volumen es constante. Con la ecuación universal tenemos:

$$PV = \frac{W}{M}RT \Rightarrow \frac{P}{W \times T} = \text{Cte}$$

Para 2 estados:

$$\frac{P_1}{W_1 \times T_1} = \frac{P_2}{W_2 \times T_2}$$

Reemplazando:

$$\frac{\cancel{P}}{(x)(T_1)} = \frac{\frac{80}{100} \cdot \cancel{P}}{(x-4)(T_2)} \Rightarrow \frac{x-4}{0,8x} = \frac{T_1}{T_2}$$

Reemplazando en la ecuación (I):

$$\frac{x-4}{0,8x} = \frac{6}{8} \Rightarrow x = 10 \text{ g}$$

Problema 24

Una muestra de aire a 20°C y 1 atm con una humedad relativa del 80 %, se comprime dentro de un tanque de 1 000 litros de capacidad a una presión de 6 atm; la temperatura se eleva a 25°C.

La presión de vapor del agua a 20°C es 17,5 mmHg, y a 25°C es 23,8 mmHg. Despreciando el volumen del agua que se condensa dentro del tanque, calcular el peso de la misma.

Resolución:

Plantearemos los siguientes pasos.

I. $P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{80}{100} \times 17,5 = 14 \text{ mmHg}$

$$P_{\text{aire seco}} = 760 - 14 = 746 \text{ mmHg}$$

II. $n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{PV}{RT} = \frac{14 V}{62,4 \times 293} \dots\dots\dots (\alpha)$

$$n_{\text{aire}} = \frac{746V}{62,4 \times 298}$$

Volumen de aire comprimido (saturado) cuyo volumen = 1 000 litros, donde:

III. $P_{\text{H}_2\text{O}} = 23,8 \text{ mmHg}$

$$P_{\text{aire seco}} = 6 \times 760 - 23,8 = 4 560 - 23,8 = 4536,2 \text{ mmHg}$$

IV. Moles de agua en forma de

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{23,8 \times 1 000}{62,4 \times 298} = 1,28$$

Los moles de aire seco en el estado inicial y final

es la misma: $\frac{746V}{62,4 \times 293} = \frac{4536,2 \times 1000}{62,4 \times 298}$

Efectuando: $V = 5979 \text{ L}$

En (α): $n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{14,5979}{62,4 \cdot 293} = 4,58 \text{ mol}$

V. Moles de agua condensada es:

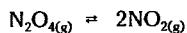
$$n = 4,58 - 1,28 = 3,3 \text{ mol}$$

VI. $W_{\text{H}_2\text{O}}$ (condensados) = $n \bar{M} = 3,3 \times 18 = 59,4 \text{ g}$

Problema 25

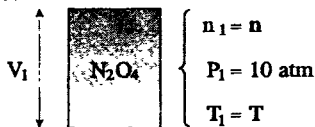
Un balón de acero contiene $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$, el cual se descompone lentamente hasta que el 40 % se transformó en $\text{NO}_{2(g)}$, la temperatura absoluta aumentó en 20 %, y la presión inicial fue de 10 atmósferas.

Hallar la presión final del sistema si la reacción es:



Resolución:

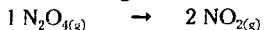
Al inicio:



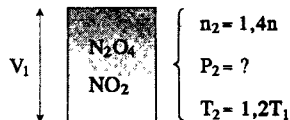
Ecuación universal

$$P_1 \cdot V_1 = R \cdot T \cdot n_1 \dots (\alpha)$$

Considerando la reacción se llega al estado final:



Al inicio	n		-
Reacciona 40 %	0,4 n		
Se forma	-	→	0,8 n
Mezcla al final	0,6 n	← →	0,8 n



Ecuación universal:

$$P_2 \cdot V_1 = R \cdot T_2 \cdot n_2 \dots (\beta)$$

Dividiendo β / α

$$\frac{P_2 \cdot V_1}{10 \cdot V_1} = \frac{R \cdot (1,2 T_1) (1,4n)}{R \cdot T_1 \cdot n}$$

$$\Rightarrow P_2 = 16,8 \text{ atm}$$

Problema 26

En un recipiente se coloca nitrógeno húmedo y pequeña cantidad de una sustancia higroscópica. Luego de cierto tiempo se observa que la presión decae de 760 mmHg a 744,8 mmHg y el peso de la sustancia higroscópica aumentó en 0,304 g. La temperatura es 27°C y $P_v^{27^\circ\text{C}} = 26,7 \text{ mmHg}$ se pide calcular la humedad relativa de la mezcla inicial y el volumen del recipiente.

Resolución:

La sustancia higroscópica absorbe todo el vapor de agua. Entonces, la diferencia de presión ($760 - 744,8 = 15,2 \text{ mmHg}$) es la presión parcial de vapor no saturado: $P_v = 15,2 \text{ mmHg}$.

$$\therefore \text{H.R.} = \frac{P_v}{P_v^{27^\circ\text{C}}} \times 100 = \frac{15,2}{26,7} \times 100 = 57\%$$

Además, el aumento de peso que experimentó la sustancia higroscópica es debido al peso de vapor absorbido, luego $W_{\text{H}_2\text{O}(\text{vapor})} = 0,304 \text{ g}$

Inicialmente, el vapor ocupaba todo el volumen del recipiente, entonces aplicando la ecuación universal de gases hallaremos el volumen perdido

$$P_{\text{H}_2\text{O}} V = \frac{W_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} RT \Rightarrow 15,2 V = \frac{0,304}{18} \times 62,4 \times 300$$

Efectuando: $V = 20,8 \text{ L}$

PROBLEMAS PROPUESTOS

Se mezclan 3 gases cuyas fracciones molares son proporcionales a 2, 3 y 5. Calcular la presión parcial del segundo gas (en el orden señalado) si la presión total es 12 atm.

- A) 2,2 atm B) 3,6 atm C) 1,8 atm
D) 4,2 atm E) 1,5 atm

Se tiene 6 L de oxígeno a 0,4 atm. y 8 L de H_2 a 0,6 atm. Ambos son llevados a un tercer recipiente, encontrándose una presión total de 0,6 atm. ¿Cuál es el volumen del tercer recipiente?. La temperatura permanece inalterable durante las operaciones.

- A) 5 L B) 7 L C) 8 L
D) 12 L E) 15 L

Se tiene una mezcla gaseosa a 10 atm. de presión, con la siguiente composición:

Oxígeno 16 g

Nitrógeno 14 g

Hidrógeno 2 g

¿Cuál es la presión parcial del hidrógeno?

- A) 5 atm B) 2,5 atm C) 2 atm
D) 7,5 atm. E) 6,5 atm

Una mezcla de CH_4 y O_2 circula por una tubería a razón de 1000 L por minuto, cuando la temperatura es de $32^\circ C$ y la presión de 1 atm, siendo la presión parcial de O_2 igual a 60 mmHg. En un punto de la tubería se inyecta oxígeno, de tal manera que la fracción molar de O_2 se hace 0,2, con un aumento de temperatura. ¿Qué peso de oxígeno se ha inyectado?

- A) 193,4 g B) 295,2 g C) 346,4 g
D) 128,3 g E) 112 g

5. La chimenea de una empresa expulsa 120 litros por minuto de una mezcla gaseosa formada por CO_2 y CO , a $127^\circ C$ y 2,46 atm. Si el número de moles de cada uno de ellos está en la misma relación que sus pesos moleculares, determinar el volumen de CO a condiciones normales en un minuto.
P.A.(u.m.a): $C = 12$; $O = 16$

- A) 22,4 L B) 74,8 L C) 33,6 L
D) 44,8 L E) 78,4 L

6. En un compresor están mezclados 88 g de gas propano (C_3H_8) con un cierto peso de gas metano (CH_4), siendo el número de moles totales igual a 10 y la temperatura 100 K. Si con una bomba extraemos 32 g de gas metano, ¿cuál es la nueva presión parcial de CH_4 ?. La capacidad del compresor es 6,24 l y la temperatura no ha variado.

- A) 800 torr B) 8000 torr C) 600 torr
D) 6000 torr E) 9000 torr

7. En una mezcla de gas propano (C_3H_8) y un gas "X", se determinó que $\%V_{C_3H_8} - \%V_X = 28$. Si además el $\%W_X = 28$. Calcular el peso molecular de gas "X".

- A) 28,0 B) 32,0 C) 44,0
D) 40,8 E) 30,4

8. Se recoge gas hidrógeno sobre agua a $20^\circ C$, originándose una mezcla a 610,5 torr. de presión y el volumen de agua desplazado es de 76 litros. La H.R. es de 60 %. Calcular el volumen de H_2 seco a C.N.
 $P_V^{20^\circ C} = 17,5$ mmHg

- A) 76 L B) 46 L C) 56 L
D) 36 L E) 66 L

9. El aire puede considerarse formado por N_2 y O_2 en la relación molar de 4 a 1 respectivamente. Según esto, ¿cuál es la afirmación correcta?
- A) La presión total es 5 veces mayor que la presión parcial de O_2 .
 B) Con la simple relación molar y conociendo la presión total, no se puede determinar la presión parcial de cualquiera de los 2 gases.
 C) La presión parcial del N_2 es 3 veces mayor que la del O_2 .
 D) Siendo el O_2 más pesado que el N_2 , su presión parcial deberá ser mayor que la de este gas.
 E) La presión parcial de N_2 es 1/4 de la presión total.
10. Se tiene una mezcla de H_2 y He que pesa 12 g y ejerce una presión de 760 mmHg. Se consigue eliminar totalmente el H_2 , sin variar el volumen ni la temperatura de la mezcla original y la presión queda reducida a 380 mmHg. ¿Cuál es el número de moles de cada gas en la mezcla?
- A) 1 mol de He y 3 mol de H_2
 B) 3 moles de He y 1 mol de H_2
 C) 2 moles de He y 2 mol de H_2
 D) 3 moles de He y 2 mol de H_2
 E) 1 mol de He y 2 mol de H_2
11. Un recipiente de 3 litros contiene 8 g de gas metano (CH_4), se agregan 40 g de un cierto gas "x" formándose una mezcla donde las presiones parciales son iguales. ¿Cuál es la densidad relativa de "x" respecto al gas argón?
 P.A.(u.m.a): C=12 H=1 Ar=40
- A) 3 B) 5 C) 8
 D) 2 E) 4
12. Un gas húmedo a 831 mmHg y $50^\circ C$ tiene una humedad relativa de 20 %. Luego se enfría isobáricamente el gas hasta una temperatura igual a $25^\circ C$. ¿Cuál es la H.R. final del gas húmedo?. $P_V^{50^\circ C} = 92,5$ mmHg
 $P_V^{25^\circ C} = 23,8$
- A) 50 % B) 60 % C) 40 %
 D) Mayor a 70 % E) menor a 40 %
13. La oficina de "SENAMHI" emitió el siguiente informe para cierta ciudad del Perú: Temperatura $18^\circ C$, H.R.=80 %, presión barométrica 750 mmHg. Con estos datos hallar la fracción molar de aire seco.
 $P_V^{18^\circ C} = 15,5$ mmHg
- A) 0,016 B) 0,884 C) 0,951
 D) 0,983 E) 0,892
14. En un edificio con acondicionamiento de aire se absorben desde el exterior 264 galones de aire a $15^\circ C$ y presión barométrica de 754 mmHg y H.R.=30 %. Dicho aire pasa a través de los aparatos adecuados, donde la temperatura aumenta a $25^\circ C$ y la H.R.=50 %. ¿Cuál será la presión en el edificio si el volumen ocupado por dicha masa de aire es de 280 galones?
 $P_V^{15^\circ C} = 12,7$ mmHg $P_V^{25^\circ C} = 23,8$ mmHg
- A) 744,4 torr B) 724,4 torr C) 734,4 torr
 D) 754,4 torr E) 760,4 torr
15. Una muestra de aire está saturada en un 50 % con vapor de agua a $30^\circ C$ y 700 mmHg de presión. ¿Cuál será la presión parcial de vapor de agua si la presión de la muestra de aire se reduce a 100 mmHg?
 $P_V^{30^\circ C} = 31,8$ mmHg
- A) 3,42 mmHg B) 4,27 mmHg
 C) 2,27 mmHg
 D) 5,4 mmHg E) 6,20 mmHg

16. Una muestra de 500 litros de aire seco a 25°C y 750 mmHg de presión se hace burbujear lentamente a través de agua a 25°C y se recoge en un gasómetro cerrado con agua. La presión del gas recogido es de 750 mmHg. ¿Cuál es el volumen del gas húmedo?

$$P_v^{25^\circ\text{C}} = 23,8 \text{ mmHg}$$

- A) 480,6 L B) 612,4 L C) 416,6 L
D) 340,8 L E) 514,6 L
17. Una muestra de aire saturado de vapor de alcohol en un 60 %, a 40°C y 760 mmHg, se comprime dentro de un tanque de 100 litros de capacidad a 10atm. y 30°C. Calcular el volumen del aire en las condiciones iniciales.

Las presiones de vapor del alcohol etílico son:

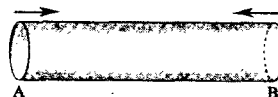
$$P_v^{30^\circ\text{C}} = 78,8 \text{ mmHg y } P_v^{40^\circ\text{C}} = 135,3 \text{ mmHg}$$

Considere despreciable el volumen del alcohol condensado.

- A) 1235 L B) 1345 L C) 1045 L
D) 144 L E) 1145 L
18. Una muestra desconocida de un gas X tiene una velocidad de difusión estimada en 1,14 veces la del dióxido de carbono, en las mismas condiciones de T y P. ¿Cuál de los gases siguientes podría ser X?
P.A.(u.m.a): C=12 , O=16 , N=14 , P=31

- A) O₂ B) C₂H₆ C) CO
D) PH₃ E) NO₂

19. Dos gases A y B, cuya relación de sus pesos moleculares es de 9:1, se colocan uno a cada extremo de un tubo de vidrio de un metro de longitud. Calcular a qué distancia del extremo se encuentra el gas más ligero, si ambos se colocan al mismo tiempo.



- A) 25 cm B) 85 cm C) 50 cm
D) 75 cm E) 90 cm
20. A cierta P y T, 200 L de cloro se difunden en 4 minutos. ¿Cuánto tardará en difundirse 1600 L de metano (CH₄) a condiciones de Avogadro.
P.A.(u.m.a): Cl = 35,5 ; C = 12 ; H = 1
- A) 14,8 min B) 15,2 min C) 10,8 min
D) 17,4min E) 16,2min
21. Cierta gas efusiona en 1,44 minutos. A las mismas condiciones el oxígeno empleó 1,8 minutos. Calcular la densidad relativa del gas respecto al helio.
P.A.(u.m.a): O = 16 ; He = 4
- A) 5,12 B) 10,24 C) 20,48
D) 8,4 E) 16,8
22. Cien litros de aire a 20°C y presión de 1 atm se hace burbujear lentamente a través del éter (C₄H₁₀O) saturado de vapor a 20°C y presión total de 1 atm. Calcular:
- Peso de éter que se evapora
 - Volumen final de la mezcla
 - Si la mezcla se comprime isotérmicamente a 10 atm, la cantidad de éter condensado
- Dato: Éter $P_v^{20^\circ\text{C}} = 0,58 \text{ atm}$
- A) 275 g ; 240 L ; 427 g
B) 385 g ; 225 L ; 367 g
C) 186 g ; 150 L ; 250 g
D) 475 g ; 255 L ; 380 g
E) 452 g ; 238 L ; 406,05 g

23. En un recipiente de 2 litros de capacidad se recogen 5 litros de oxígeno a 2 atm y 10 litros de nitrógeno a 4 atm. Se dejan salir 25 litros de la mezcla gaseosa a la presión de 1 atm. Calcular la presión final de mezcla si la temperatura no ha variado

- A) 10,5 atm B) 15,5 atm
 C) 146 atm
 D) 13,5 atm E) 12,5 atm

24. El volumen de una mezcla de aire saturado de humedad a 50°C es de 4 litros a la presión de 5 atm. Calcular:

- a) La presión total final cuando esta masa total de aire se expande sobre agua hasta un volumen de 20 litros isotermicamente
 b) Peso de agua que se evapora para mantener el aire saturado de humedad.
 $P_v^{50^\circ\text{C}} = 92,5 \text{ mmHg}$

- A) 741,6 torr ; 1,32 g
 B) 686,5 torr ; 2,42 g
 C) 751,5 mmHg ; 1,54 g
 D) 745,6 torr ; 182 g
 E) 760 torr ; 0,33 g

25. Se tiene una mezcla homogénea de hidrógeno y argón, cuya densidad relativa es 0,83. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de hidrógeno y el porcentaje en peso de argón en la mezcla?

$$\bar{M}: \text{H}_2 = 2 \quad \text{Ar} = 40$$

- A) 32 % y 80 % B) 71 % y 98 %
 C) 32 % y 76,5 %
 D) 20 % y 82,4 % E) 42 % y 96,5 %

26. En el espacio barométrico se coloca un poco de agua líquida a 295 K y se espera que alcance el equilibrio. ¿Cuál es la altura de columna de Hg en el barómetro?

Datos adicionales:

T(°C)	17	27	37
Pv(mmHg)	14,53	26,43	46,56

- A) 74 cm B) 73,95 cm C) 74,95 cm
 D) 72,95 cm E) 76 cm

27. Se realizó cierto experimento biológico para determinar el oxígeno desprendido por fotosíntesis de ciertas algas. El oxígeno desprendido fue recogido sobre agua, obteniéndose 52 mL de oxígeno húmedo a 30°C y una presión de 720 mmHg. Calcular el número de moles de oxígeno recogido.

$$P_v^{30^\circ\text{C}} = 32 \text{ mmHg.}$$

- A) $2,4 \times 10^{-2}$ B) $1,9 \times 10^{-3}$ C) $1,2 \times 10^{-4}$
 D) $2,1 \times 10^{-3}$ E) $1,8 \times 10^{-2}$

28. Una ampolla que contenía 2 mL de un gas a 5 atmósferas y 0°C fue abierta dentro de un frasco con 1 litro de aire a 1 atmósfera y 0°C. ¿Cuál es la presión en Torricelli de la mezcla formada?

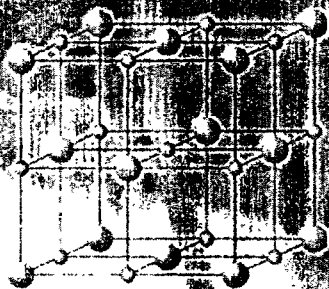
- A) 768 B) 748 C) 684
 D) 640 E) 820

29. En un matraz de 800 mL de capacidad había gas argón a 30°C , que ejerce una presión de 560 mmHg. Se añadió 2,4 g de un líquido volátil, el cual, luego de vaporizarse, incrementa la presión a 1 300 mmHg. Si la temperatura permaneció constante, calcular el peso molecular del líquido volátil.
- A) 60,0 B) 78,4 C) 46,6
D) 76,6 E) 56,4
30. En un recipiente de acero, a la presión de 2 atm, se tiene una mezcla de Cl_2 y Br_2 gaseosos. Se añade H_2 , y luego de la reacción se obtiene 55,84 g de una mezcla de HCl y HBr gaseosos, la cual se almacena en un tanque de 10 L a 127°C y 2,62 atm. ¿Cuál era la presión parcial de Cl_2 en la mezcla inicial?
- A) 1,2 atm B) 0,8 atm C) 0,9 atm
D) 0,5 atm E) 1,0 atm
31. En un eufusiómetro se tiene una mezcla de CO_2 y C_2H_2 . Luego de cierto tiempo se han efundido 20 moles de mezcla. En la mezcla residual, la fracción de CO_2 es 0,8. Calcular el número de moles totales en la mezcla inicial.
- A) 20 B) 30 C) 50
D) 35 E) 40
32. A la temperatura de 227°C , por dos agujeros de un cilindro de 624 litros de capacidad, se inyectan gas oxígeno y vapor de agua en forma simultánea. Al alcanzar la presión de 354 mmHg, ambos agujeros se cierran. ¿Cuál es el peso del gas oxígeno en la mezcla obtenida?
- A) 10,2 g B) 6,4 g C) 9,6 g
D) 8,2 g E) 5,6 g
33. Por un tubo de difusión de 90 cm de largo dispuesto en forma horizontal pasa íntegramente un determinado volumen de oxígeno en 120 segundos. Hallar el tiempo que demorará en pasar en un tubo idéntico, una mezcla de pesos iguales de SO_3 y SO_2
- A) 74,5 s B) 60,4 s C) 100,4 s
D) 90,6 s E) 80,5 s
34. En las mismas condiciones de Avogadro las velocidades de difusión de los gases X e Y están en la misma relación que las velocidades de difusión de SO_2 y CH_4 . Hallar el peso de $10 N_A$ moléculas de X, sabiendo que $0,2 N_A$ moléculas de Y pesan 5,6 g.
- A) 1 220 g B) 1 120 g C) 1 320 g
D) 1 022 g E) 992 g

CLAVES

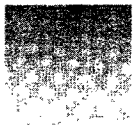
Capítulo

XIV



- | | |
|-------|-------|
| 01. B | 18. D |
| 02. D | 19. D |
| 03. A | 20. B |
| 04. A | 21. A |
| 05. B | 22. B |
| 06. D | 23. E |
| 07. E | 24. A |
| 08. C | 25. E |
| 09. C | 26. B |
| 10. C | 27. B |
| 11. D | 28. A |
| 12. D | 29. D |
| 13. D | 30. D |
| 14. A | 31. E |
| 15. C | 32. C |
| 16. E | 33. E |
| 17. E | 34. B |

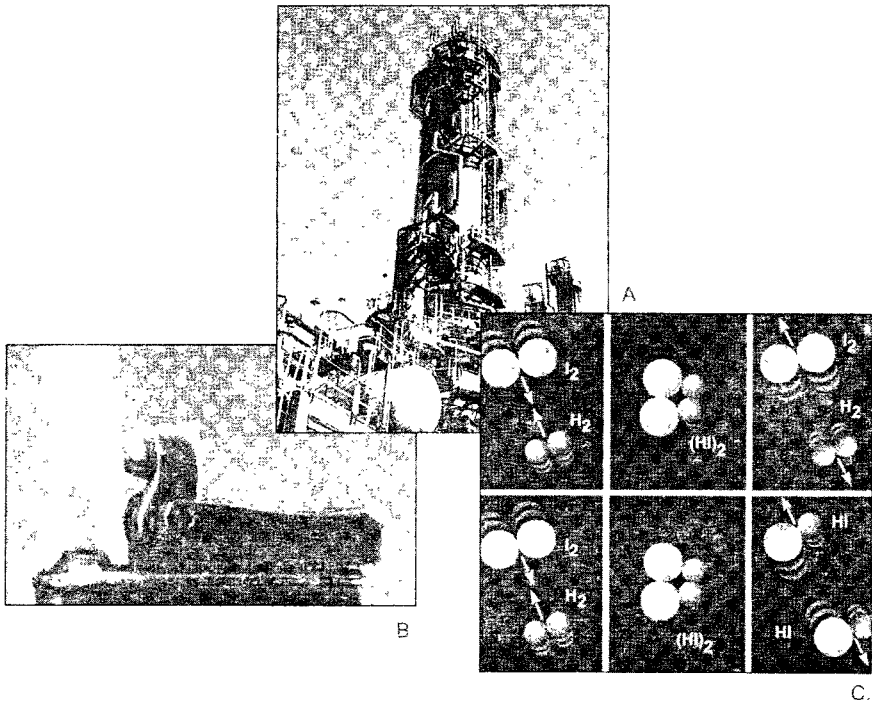




XV

CAPÍTULO

Reacciones Químicas



- A. Un complejo reactor químico empleado en una planta industrial. Las reacciones químicas se llevan a cabo empleando grandes cantidades de sustancias. Unas de las tareas del ingeniero químico es el control de operaciones y procesos en la fabricación de un proyecto a escala industrial.
- B. En un encendedor ocurre una reacción de combustión entre el butano, C_2H_{10} (combustible) y el oxígeno (comburente) del aire, para producir energía calorífica y luminosa. Una de las formas de energía más utilizadas por el hombre es la calorífica, que se obtiene mediante reacciones de combustión.
- C. Se ilustra la reacción: $H_2(g) + I_2(g) \longrightarrow 2HI(g)$ En la parte superior observamos que las moléculas no realizan el "choque eficaz", por lo tanto no ocurre la reacción. En la parte inferior se observa el "choque eficaz" que da inicio a la reacción y termina en la formación de HI.

REACCIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS

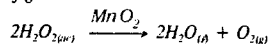
- Ser capaz de reconocer cuando ocurre una reacción química o fenómeno químico en base a evidencias experimentales.
- Ser capaz de diferenciar los diversos tipos de reacciones químicas en base a ciertos criterios de clasificación y haciendo uso de las ecuaciones químicas.
- Entender el fundamento e importancia de igualar (balancear) una ecuación química y ser capaz de balancear cualquier tipo de reacción química aplicando el método adecuado.

INTRODUCCIÓN

Con frecuencia observamos cómo muchos objetos metálicos luego de un cierto tiempo cambian su color. Por ejemplo, los clavos son de color gris claro brillante, pero cuando se han formado las capas del óxido férrico sobre ellos, se toman rojizos. En los motores de los automóviles la gasolina se transforma en otras sustancias conocidas, como son el $\text{CO}_{(g)}$, $\text{C}_{(s)}$ (Hollín), $\text{CO}_{2(g)}$ y $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$; en la cocina, el gas propano arde o combustiona con el oxígeno del aire generando calor y la flama que sirve para cocer los alimentos. De la misma manera, en las últimas décadas del siglo XX existe una gran preocupación por resolver los efectos de la contaminación ambiental. Por ejemplo, la "lluvia ácida", que consiste en la conversión de gases (SO_2 y NO_2) procedentes de las chimeneas industriales producen sustancias ácidas como el HNO_3 y el H_2SO_4 , que después precipitan con las lluvias en cantidades pequeñas, y a través de los años ocasionan la corrosión en estructuras metálicas, también descomponen los carbonatos de las estatuas, alteran severamente el ecosistema natural (ríos, lagos y suelos) con la consiguiente muerte de animales acuáticos y plantas (producen la deforestación). Por otra parte, la fotosíntesis en las plantas, el proceso de respiración, la digestión de los alimentos, etc., son algunos otros ejemplos de reacciones químicas o fenómenos químicos.



Cuando se agrega a una solución acuosa de H_2O_2 , unos cristales de MnO_2 , en forma vigorosa se verifica una reacción de descomposición de H_2O_2 en H_2O y oxígeno gaseoso (O_2) que se libera como se observa en la figura.

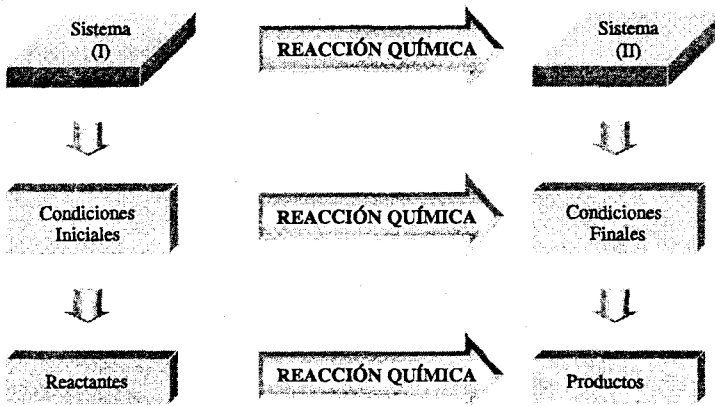


DEFINICIÓN

Una reacción química es un cambio o fenómeno que modifica la composición química de las sustancias, para formar nuevas sustancias de composición diferente. También podemos decir que es un paso de un sistema de condiciones iniciales a finales.

En toda reacción química resaltamos dos etapas: La **inicial** (llamada **reactantes**), antes del cambio, y la **final** (llamada **productos**), después del cambio.

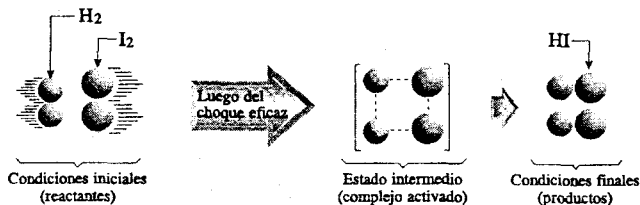
Figura 15.1 Diferentes términos equivalentes que se emplean en reacciones químicas.



Un **sistema químico** se define o caracteriza mediante una serie de propiedades que le son específicas o particulares y lo distinguen de otros sistemas. Debido a ello, cuando ocurre un fenómeno químico, dichas propiedades se alteran, son diferentes las condiciones iniciales de las finales.

Figura 15.2 Reacción entre H_2 y I_2 en fase gaseosa para obtener $HI_{(g)}$. Las moléculas colisionan con orientación y energía adecuada (*energía de activación*) para realizar el "choque eficaz", de ese modo se logra el estado intermedio y la consiguiente formación del producto.

La ecuación química es: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2 HI_{(g)}$



La denominación de **reactante (s)** suele modificarse cuando se refiere a las reacciones químicas que se manejan en gran escala en campos especializados. Así, por ejemplo, en los procesos **industriales** se llama **materia prima**, en **procesos metalúrgicos** se le llama **minerales o menas**.

Además, según la ley de conservación de masa, en una reacción química, la masa del sistema en condiciones iniciales es la misma que en condiciones finales, que según la teoría atómica diremos que durante una reacción química **sólo hay un reacomodo de átomos**, lo que significa que el **tipo y número de átomos que contiene el sistema inicial y el sistema final** son exactamente los mismos, sólo que se encuentran enlazados o unidos de diferente forma.

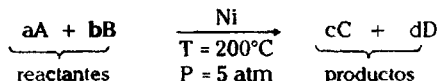
Por lo tanto, una reacción química se traduce en **ruptura de enlaces y formación de nuevos enlaces**. Este hecho requiere ciertas condiciones de presión y temperatura o el uso de catalizadores (agentes químicos o físicos diferentes a reactantes y productos)

Ecuación química

Como señalamos anteriormente, en una reacción química se cumple la ley de conservación de masa, o sea el número y tipo de átomos es idéntico en condiciones iniciales y finales, por lo que es posible representarlo mediante una **ecuación o igualdad química**.

Ecuación química, es la representación simbólica de una reacción, donde se especifica la parte **cualitativa y cuantitativa de los reactantes y los productos**.

Veamos un esquema general de una ecuación química, donde se especifica las condiciones en la que transcurre la reacción.



Donde:

→	Simboliza el sentido de la reacción, indica que A y B se transforman en C y D . Se interpreta o significa igual a, y es lo que le da a la expresión la categoría de ecuación .
Ni →	Esta notación se emplea para indicar que la reacción ocurre en presencia de un catalizador (agentes físicos o químicos que modifican la velocidad de una reacción). En la ilustración el Ni es catalizador.
200°C y 5 atm	Indica las condiciones de temperatura y presión en la que las sustancias A y B se transforman en C y D .
a, b, c y d son coeficientes	Generalmente son números enteros, nos indica el número de unidades fórmula de las sustancias.

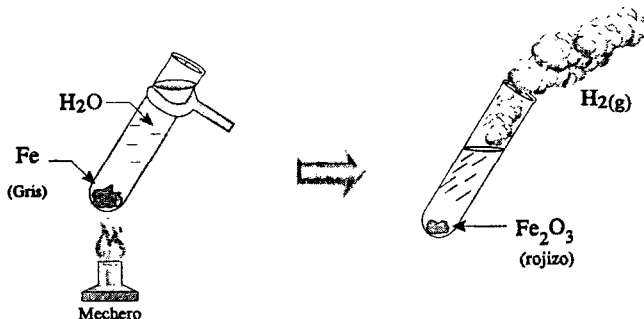
Otros símbolos importantes que suelen utilizarse en una ecuación química son:

(s)	La sustancia está en fase sólida
(l)	La sustancia está en fase líquida
(g)	La sustancia está en fase gaseosa
(ac)	La sustancia está disuelta en agua (solución acuosa)
(sol)	La sustancia está formando una solución o disolución.
↑	Significa que es una sustancia gaseosa y se desprende del reactor químico
↓	Significa que es una sustancia sólida insoluble en el disolvente donde ocurre la reacción y por lo tanto se precipita en forma de sedimento, por su mayor densidad.
Δ	Simboliza a la energía calorífica.

Ejemplo Ilustrativo

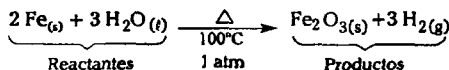
Consideremos inicialmente una mezcla de un pedazo de hierro y agua, la cual, una vez sometida al calor, experimenta una reacción química formando nuevas sustancias, tal como se muestra en la figura:

Figura 15.3 Reacción del hierro metálico con el agua caliente.



El experimento muestra la reacción del hierro metálico con agua caliente, formándose un sólido rojizo (óxido férrico) y un gas muy ligero (hidrógeno gaseoso). Además, el sólido rojizo es insoluble en agua por lo que se precipita, depositándose en el fondo del tubo de ensayo.

La ecuación química balanceada de la reacción será:



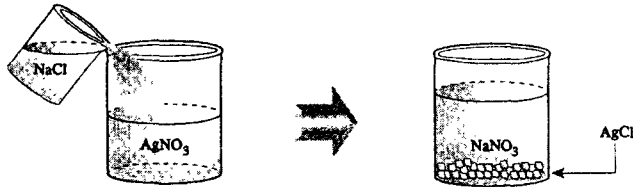
Coefficientes de reactantes: 2 ; 3.

Coefficientes de productos: 1 ; 3.

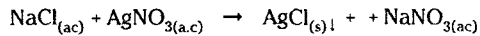
Los coeficientes son números que se colocan delante de la fórmula de la sustancias para lograr el balance o igualdad de átomos en ambos miembros de la ecuación química. El coeficiente actúa como factor, por lo tanto, multiplica a todos los subíndices de los elementos presentes en la fórmula química nos indica el número de unidades fórmula de cada sustancia.

4. **Formación de precipitados** (sustancias sólidas insolubles en agua y por su mayor densidad se depositan en el fondo del recipiente donde se lleva a cabo la reacción), cuando se mezclan dos soluciones acuosas, generalmente.

Ejemplo: Si se combina NaCl y AgNO₃ acuosos, se forma AgCl_(s), insoluble en agua y NaNO₃ soluble en agua.



Su ecuación química es:



CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Existen diferentes tipos de reacciones químicas, por lo tanto, para un estudio detallado es necesario sistematizarlas, clasificandolas básicamente de acuerdo a cuatro criterios:

I. Por el mecanismo de la reacción o la forma cómo se originan los productos
se tiene:

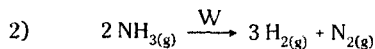
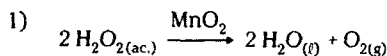
1.1 Reacción de adición o combinación (o síntesis)

Consiste en que dos o más reactantes forman un solo producto. En este tipo de reacciones, generalmente se libera calor, es decir que son exotérmicas. Es **típica** en la formación de un compuesto por combinación directa de sus elementos (síntesis).

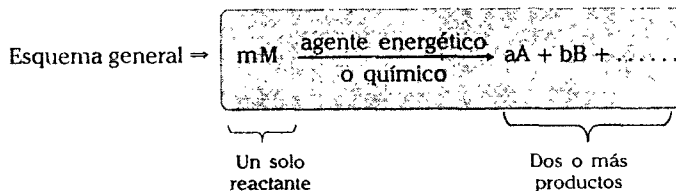
Ejemplos:

- $2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ } *Síntesis de Lavoisier*: mediante chispa eléctrica el hidrógeno se combina con el O₂ para formar agua.
- $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$ } *Síntesis de Haber-Bosh*: a temperatura y presión alta se forma el amoníaco a partir de H₂ y N₂ gaseosos.
- $4 \text{Fe}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ } Formación de óxido férrico.
- $\text{NH}_{3(g)} + \text{HCl}_{(g)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$ } Formación de cloruro de amonio.

Reacción de catálisis



Se observa que en la catálisis, la sustancia que actúa como catalizador **no** aparece en los productos, ya que **solo** varía la rapidez con que se desarrolla la reacción o hace posible la reacción.



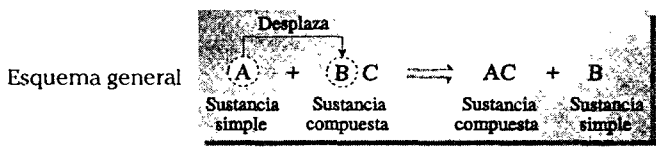
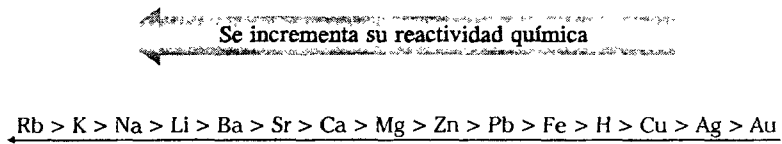
Las reacciones de adición y descomposición son opuestas.

1.3 Reacción de desplazamiento o de sustitución simple

En general se presenta cuando un elemento químico más activo o mas reactivo desplaza a otro elemento menos reactivo que se encuentra formando parte de un compuesto; el elemento que ha sido desplazado queda en forma libre.

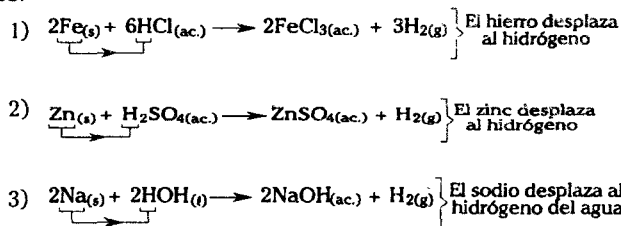
En el caso de los metales, los más activos son los alcalinos y alcalino-térreos. Los no metales más reactivos son algunos halógenos (F₂, Cl₂ y Br₂), oxígeno y fósforo.

A continuación, indicamos el orden en que varía la reactividad o serie de actividad de algunos metales importantes respecto al hidrógeno, principalmente:



Donde el elemento A es más activo o de mayor reactividad que el elemento B.

Ejemplos:



En el grupo de los halógenos la reactividad química aumenta así:

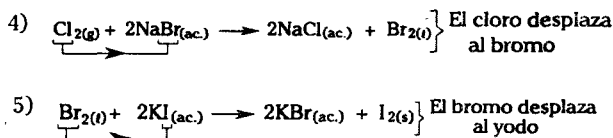
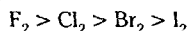
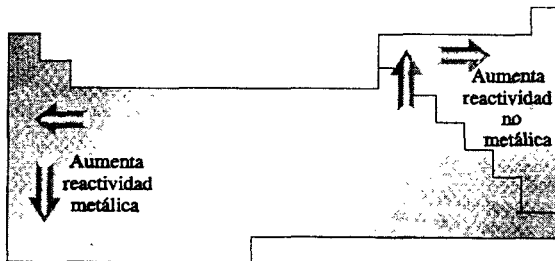
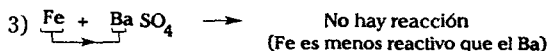
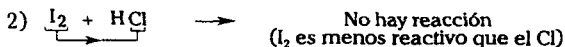
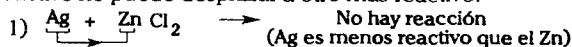


Figura 15.4 La variación general de la reactividad de los elementos (metales y no metales) en la tabla periódica se puede resumir así: la reactividad de los metales (carácter metálico) aumenta hacia la izquierda en un período y hacia abajo en un grupo; en los no metales (carácter no metálico) aumenta hacia arriba en un grupo y hacia la derecha en un período.



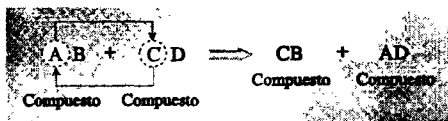
A condiciones ambientales no se llevan a cabo las siguientes reacciones, porque un elemento menos reactivo no puede desplazar a otro más reactivo.



4. Reacción de doble desplazamiento.

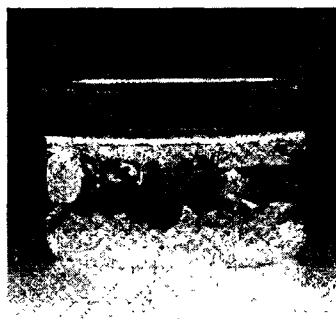
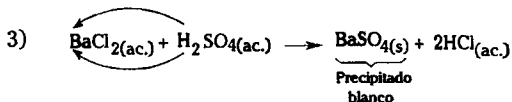
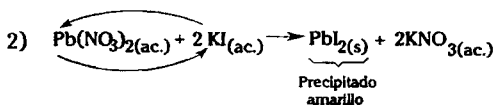
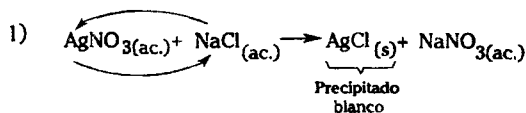
También llamada de **doble descomposición** o **metátesis**, es una reacción entre dos compuestos que generalmente están cada uno en solución acuosa. Consiste en que dos elementos que se encuentran en compuestos diferentes intercambian posiciones, formando dos nuevos compuestos. Estas reacciones no presentan cambios en el número de oxidación o carga relativa de los elementos, por lo cual también se le denominan reacciones NO-REDOX.

Esquema general

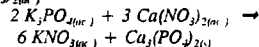


Ejemplos:

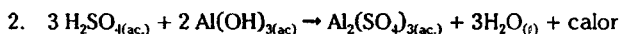
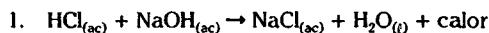
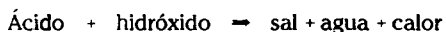
En reacciones con precipitación. Se producen sustancias parcialmente solubles o insolubles, los cuales van al fondo del recipiente donde se realiza la reacción (ver figura). Los precipitados por lo general presentan colores típicos, motivo por el cual son usados en química analítica para reconocimiento de elementos y compuestos.



Formación de precipitado, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$, que se forma al hacer reaccionar fosfato de potasio acuoso, $\text{K}_3\text{PO}_4(\text{ac.})$, y nitrato de calcio acuoso, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{ac.})$:



En reacciones de neutralización. Se basa en la capacidad de anularse mutuamente un ácido en contacto con una base y viceversa. Constituye una reacción muy importante en la química y en la vida diaria.



En reacciones con formación de gas

1. $2 \text{HCl}_{(ac.)} + \text{ZnS}_{(s)} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(ac.)} + \text{H}_2\text{S}_{(g)}$
2. $\text{H}_2\text{SO}_{4(ac.)} + 2 \text{NaCl}_{(ac.)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(ac.)} + 2\text{HCl}_{(g)}$

En reacciones de **doble desplazamiento** o **metátesis** no interesa el orden de reactividad de los elementos, porque el **mecanismo consiste en un intercambio iónico**, principalmente.

ii. Según la energía calorífica involucrada

Todo cambio (fenómeno) químico o físico que sufre la materia implica un cambio energético. En ciertas reacciones químicas, la energía es liberada en forma de calor hacia los alrededores; este tipo de reacciones se denominan **exotérmicas**. El calor liberado tiene múltiples aplicaciones prácticas. Por ejemplo, el calor liberado en la cocina (que se forma como producto de la reacción entre el gas propano y el oxígeno del aire) sirve para cocer los alimentos; el calor liberado en el motor de un vehículo (que se forman como producto de la reacción entre los hidrocarburos combustibles y el oxígeno del aire) sirve para aumentar la energía cinética de los gases de combustión y éstos, al ejercer alta presión se transforma en energía mecánica (permite el movimiento de vehículo), y en energía eléctrica para recargar la batería, etc.

Por otro lado, están las reacciones químicas que absorben calor de los alrededores o artificialmente se debe suministrar calor; éstas se denominan **reacciones endotérmicas**.

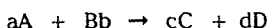
Entalpía(H)

La mayor parte de las reacciones químicas se efectúan en el laboratorio y a escala industrial, expuestas al medio ambiente y, en consecuencia, sometidos a una presión constante; entonces, para expresar el calor liberado o absorbido en una reacción química a presión constante se utiliza una magnitud llamada **entalpía**, que se representa con el símbolo **H** y se define como el contenido calórico del sistema material. El cambio de entalpía durante una reacción química a presión constante se representa por ΔH (se lee "Delta hache", donde el símbolo Δ denota cambio) y es igual al calor liberado o absorbido durante la reacción química, por lo que se le llama también **calor de reacción**, que se evalúa mediante la diferencia entre las entalpías de formación de los productos y las entalpías de formación de los reactantes.

$$\Delta H_{\text{Reacción}} = \sum H_{(\text{Productos})} - \sum H_{(\text{Reactantes})}$$

La entalpía de formación de un compuesto a partir de sus elementos a condiciones standard (1 atmósfera y 25°C) se denota como **H°**; esta cantidad de calor se expresa en kilojoule por mol (kJ/mol). Los valores de estas entalpías se muestran en la tabla 15.1.

Para una reacción química de la forma:



Donde a,b,c y d son coeficientes estequiométricos, la entalpía de reacción en **condiciones standard**, llamada **entalpía standard** de la reacción, se puede expresar como:

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^{\circ} = [c \cdot H_{(C)}^{\circ} + d \cdot H_{(D)}^{\circ}] - [a \cdot H_{(A)}^{\circ} + b \cdot H_{(B)}^{\circ}] \dots \dots \dots (0)$$

Tabla 15.1 Entalpías estándar de formación de algunas sustancias inorgánicas a 25°C

Sustancias	H° (kJ/mol)	Sustancia	H° (kJ/mol)
Ag _(s)	0	H ₂ O _{2(l)}	-187.6
AgCl _(s)	-127.04	Hg _(l)	0
Al _(s)	0	I _{2(s)}	0
Al ₂ O _{3(s)}	-1669.8	HI _(g)	25.94
Br _{2(l)}	0	Mg _(s)	0
HBr _(g)	-36.2	MgO _(s)	-601.8
C(grafito)	0	MgCO _{3(s)}	-112.9
C(diamante)	1.90	N _{2(g)}	0
CO _(g)	-110.5	NH _{3(g)}	-46.3
CO _{2(g)}	-393.5	NO _(g)	90.4
Ca _(s)	0	NO _{2(g)}	33.85
CaO _(s)	-635.6	N ₂ O _{4(g)}	9.66
CaCO _{3(s)}	-1206.9	N ₂ O _(g)	81.56
Cl _{2(g)}	0	O _(g)	249.4
HCl _(g)	-92.3	O _{2(g)}	0
Cu _(s)	0	O _{3(g)}	142.2
CuO _(s)	-155.2	S(rómbico)	0
F _{2(g)}	0	S(monoclinico)	0.30
HF _(g)	-268.61	SO _{2(g)}	-296.1
H _(g)	218.2	SO _{3(l)}	-395.2
H _{2(g)}	0	H ₂ S _(g)	-20.15
H ₂ O _(g)	-241.8	ZnO _(s)	-347.98
H ₂ O _(l)	-285.8	CH _{4(g)}	-74.8

¡IMPORTANTE!

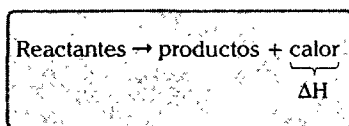
1. Por convenio aceptado en termoquímica es el de elegir como cero (0) la entalpía de todos los elementos en su estado normal. Como estado normal entendemos el estado físico en el que se encuentran los distintos elementos en las condiciones de presión y temperatura standard (25°C y 1 atmósfera), esto es, el oxígeno, nitrógeno, hidrógeno y cloro, por ejemplo, como gases y carbono (grafito), azufre (rómbico), sodio, hierro, entre otros, como sólidos; por lo tanto en una ecuación termoquímica (ecuación química donde se escribe el calor ganado o perdido conjuntamente con los reactivos y productos) es importante señalar el estado físico de las sustancias.
2. Los valores negativos de H° representa al calor perdido en su formación (el proceso es exotérmico) y el valor positivo representa al calor ganado en su formación (el proceso es endotérmico).

2.1 Reacción Exotérmica ($\Delta H < 0$).

Es aquella reacción que libera energía calorífica hacia el medio que lo rodea conforme transcurre; por lo tanto, aumenta la temperatura de los alrededores del sistema donde ocurre la reacción. El calor liberado se debe a que la entalpía de los productos es menor que la entalpía de los reactantes.

Corresponden a este tipo, las reacciones de **combustión**, las reacciones de **neutralización** ácido-base y, en general, las reacciones de **adición**.

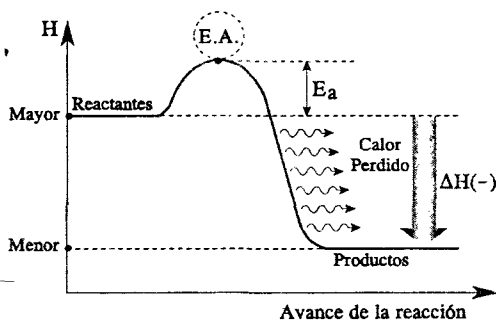
Una reacción exotérmica se puede representar en general mediante la siguiente ecuación termoquímica:



Por definición de calor de reacción (ΔH), se tiene: $\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactantes}}$

Como: $H_{\text{reactante}} > H_{\text{producto}} \Rightarrow \Delta H$ es negativo $\Delta H < 0$

Gráfica 15.1 Variación de la entalpía en una reacción exotérmica. Al ir de un sistema de mayor entalpía a uno de menor entalpía se libera calor (ΔH). Por definición de ΔH el calor perdido es negativo.



Donde:

E_a = **Estado activado** o **estado complejo**, es un estado de alta energía, donde se forman muchos productos intermedios inestables y se inicia la formación de los productos.

E_a = **Energía de activación**, es la mínima energía que se debe suministrar a los reactantes para que adquieran el estado activado y se inicie la reacción.

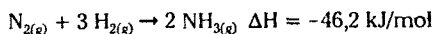
Si " E_a " es pequeña, la reacción es espontánea a condiciones ambientales.

Si " E_a " es grande, la reacción no ocurre o es no espontánea a temperatura ambiental.

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

Dada la siguiente reacción:

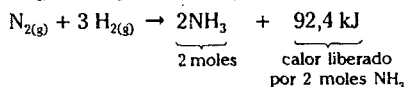
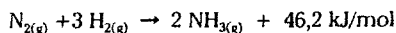


Interpretar el ΔH y plantear las ecuaciones termoquímicas correspondientes.

Resolución:

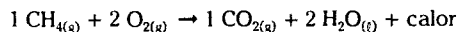
Como ΔH es **negativo**, es calor perdido por el sistema. Significa que **libera 46,2 kJ de calor por 1 mol-g de NH_3** producido o formado.

Las ecuaciones termoquímicas serían:



Ejemplo 3

Usando los datos de la tabla 15.1 indicar la entalpía de la reacción de combustión completa de 1 mol-g de metano que se indica, mediante la siguiente ecuación termoquímica.



Resolución:

De acuerdo a la ecuación (θ) planteada anteriormente se tiene:

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^\circ = [1 \times H^\circ(\text{CO}_2) + 2 \times H^\circ(\text{H}_2\text{O})] - [1 \times H^\circ(\text{CH}_4) + 2 \times H^\circ \text{O}_2]$$

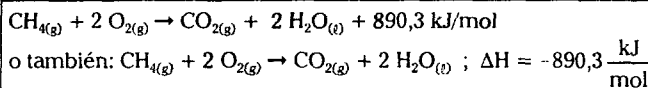
Reemplazando los valores de la tabla 15.1:

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^\circ = \left[1 \text{ mol} \left(-393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 2 \text{ mol} \left(-285,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) \right] - \left[1 \text{ mol} \left(-74,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 2 \text{ mol} \times 0 \right]$$

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^\circ = -890,3 \text{ kJ}$$

El signo negativo de la entalpía de reacción, nos indica que la energía es liberada o perdida.

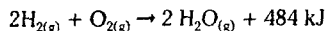
Finalmente podemos expresar la ecuación termoquímica de la siguiente manera:



Siendo la segunda expresión la más usada

Ejemplo 2

Dada la siguiente ecuación termoquímica:



¿Cuál es ΔH de la reacción en kJ por mol de $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ formado?

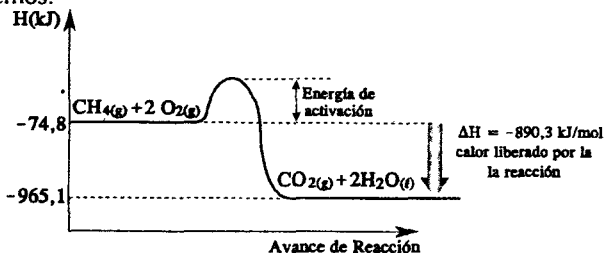
Resolución:

Por dato, 484 kJ de calor es liberado por 2 moles de $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ formado (observe que el coeficiente de H_2O es 2, que indica el número de moles), por lo tanto el calor perdido por 1 mol de $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

es la mitad $\left(\frac{484}{2} \right)$ o sea 242 kJ

$$\therefore \Delta H = -242 \text{ kJ/mol}$$

Gráficamente tendremos:



$$\Delta H = -965,1 - (-74,8) = -890,3 \text{ kJ/mol}$$

Ejemplo 4

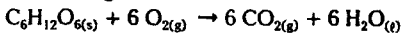
¿Cuántas kilocalorías se liberan hacia los alrededores al combustionar 4 gramos de metano (CH₄) a 25°C y una atmósfera de presión? $\bar{M}_{\text{CH}_4} = 16 \text{ u.m.a.}$, $\Delta H = -890,3 \text{ kJ/mol}$

Resolución:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol (CH}_4\text{)} = 16 \text{ g} \xrightarrow{\text{libera}} 890,3 \text{ kJ} \\ 4 \text{ g} \xrightarrow{\text{libera}} x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} x = 222,6 \text{ kJ} \end{array} \right.$$

Ejemplo 5

Dada la siguiente reacción:



$$\Delta H = -2801 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

¿Cuál es el calor de combustión de C₆H₁₂O₆ por 20 moles de ésta?

Resolución:

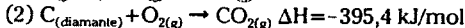
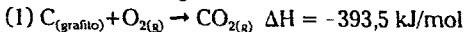
$$\text{Como: } \Delta H = -2801 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \Leftrightarrow \begin{array}{l} \text{Energía liberada} \\ \text{por cada mol-g} \\ \text{de glucosa} \end{array}$$

Luego:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2801 \text{ kJ} \\ 20 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow Q \end{array} \right\} Q = 56\,020 \text{ kJ}$$

Ejemplo 6

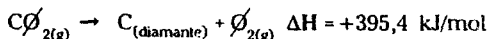
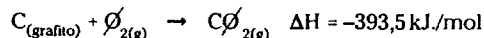
El carbono posee dos formas alotrópicas: grafito y diamante. La entalpía de combustión del grafito es de -393,5 kJ/mol y la del diamante es -395,4 kJ/mol, según:



Calcular el ΔH para la conversión de grafito en diamante

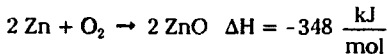
Resolución:

Si invertimos una ecuación termoquímica, el ΔH cambia de signo, luego tenemos:



Ejemplo 7

Se tiene la siguiente reacción:



¿Qué cantidad de calor se liberan si se emplean exactamente 20 litros de oxígeno a 27°C y 624 mmHg de presión, para la oxidación correspondiente? P.A: Zn=65 uma O=16 uma

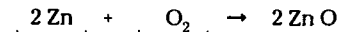
Resolución:

Primero hallaremos el número de moles de O₂ consumido:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{624 \times 20}{62,4 \times 300} = 0,66 \text{ moles}$$

Como $\Delta H = -348 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \Rightarrow$ para oxidar 1 mol de

Zn se libera 348 kJ.



$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ moles} \rightarrow 1 \text{ mol} \\ n_{\text{Zn}} \leftarrow 0,66 \text{ mol} \end{array} \right\} n_{\text{Zn}} = 1,32 \text{ moles}$$

Luego, el calor liberado para oxidar 1,32 moles

de Zn será: $348 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 1,32 \text{ mol} = 459,36 \text{ kJ}$

Combustión.

Es una reacción exotérmica, donde se libera calor y luz (proviene de la flama o llama). Entre los reactantes distinguimos el **combustible** y **comburente**.

El **combustible** puede ser una sustancia orgánica (generalmente) o inorgánica. Entre los combustibles orgánicos tenemos los hidrocarburos (petróleo, gas natural y sus derivados), carbón (coque, antracita, hulla, lignito y turba), alcoholes, grasas, ceras, aceites, etc. Entre los combustibles inorgánicos tenemos el hidrógeno, monóxido de carbono (CO), etc.

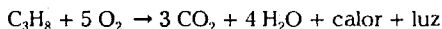
El **comburente**, es casi siempre el oxígeno (O₂), pero en algunos casos puede ser flúor (F₂).

Según la cantidad de oxígeno presente, la combustión puede ser **completa** e **incompleta**, la primera es con exceso de oxígeno y la segunda con deficiencia de oxígeno.

Si el combustible es orgánico, en la **combustión completa** se forma CO₂ y H₂O, únicamente. Si es **incompleta**, los productos de combustión son muy variados, **resaltando** el CO, C (hollín) y H₂O.

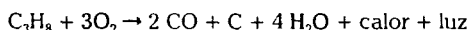
A manera de ilustración, veamos la combustión del gas propano (C₃H₈).

Si la combustión es completa.



Se produce una flama de color azul, denominada también, flama no luminosa.

Si la combustión es incompleta

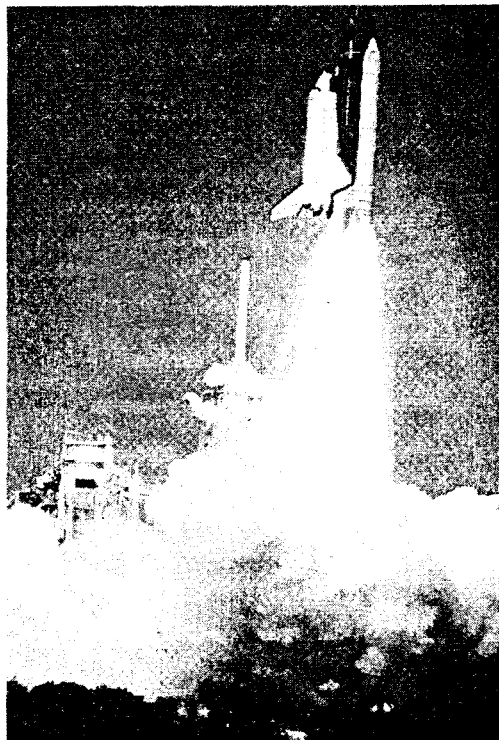


Se produce una flama de color amarillo, denominada también flama luminosa.

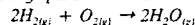
2.2 Reacción Endotérmica ($\Delta H > 0$).

Es aquella reacción que absorbe energía calorífica conforme se lleva a cabo, debido a que la entalpía de los productos es mayor que la entalpía de los reactantes. Son reacciones que no ocurren naturalmente a condiciones ambientales, por lo tanto no son espontáneas.

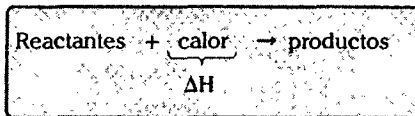
En este grupo se encuentran las reacciones de descomposición térmica o pirólisis.



En la figura se observa como un cohete es elevado por una enorme fuerza (empuje) generando por gases de escape (producidos luego de la combustión de H₂) que salen de él con tremenda energía



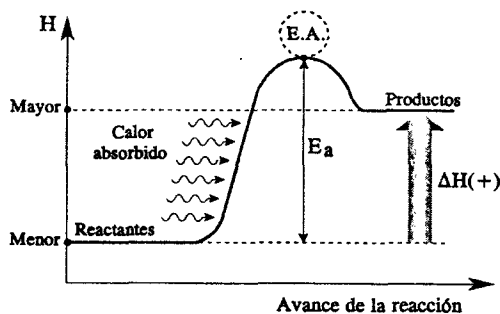
Una reacción endotérmica podemos representarla en general mediante la siguiente ecuación termoquímica:



Por definición: $\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactantes}}$

Como: $H_{\text{productos}} > H_{\text{reactantes}} \Rightarrow \Delta H$ es positivo $\therefore \Delta H > 0$

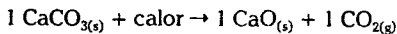
Gráfica 5.2 Variación de entalpía en una reacción endotérmica. Para pasar de un sistema de menor a uno de mayor entalpía, se absorbe calor (ΔH).



Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

Usando los valores de la tabla 15.1 determine la entalpía de la reacción de la descomposición térmica del carbonato de calcio a 25°C y 1 atmósfera.



Resolución:

De acuerdo a la ecuación (θ) para calcular la entalpía de reacción, tenemos:

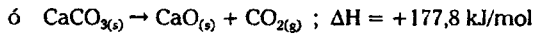
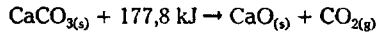
$$\Delta H_{\text{Reacción}} = [1 \text{ mol} \times H^\circ(\text{CaO}) + 1 \text{ mol} \times H^\circ(\text{CO}_2)] - [1 \text{ mol} \times H^\circ(\text{CaCO}_3)]$$

Reemplazando los valores de la tabla 15.1

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{Reacción}} &= \left[1 \text{ mol} \times \left(-635,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 1 \text{ mol} \times \left(-393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) \right] - \left[1 \text{ mol} \times \left(-1206,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) \right] \\ &= + 177,8 \text{ KJ} \end{aligned}$$

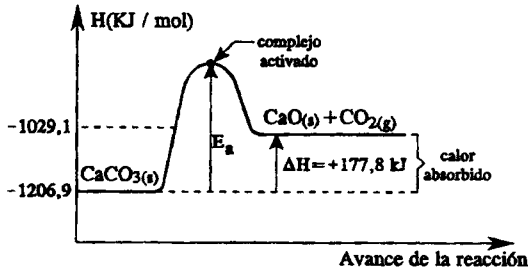
El valor resulta ser positivo y nos indica que la energía es absorbida.

Luego podemos expresarla así:



Siendo la más usada, la segunda notación.

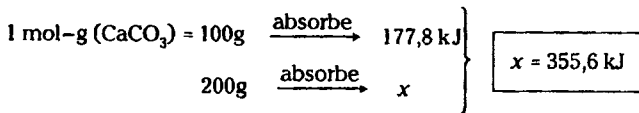
Gráficamente tenemos:



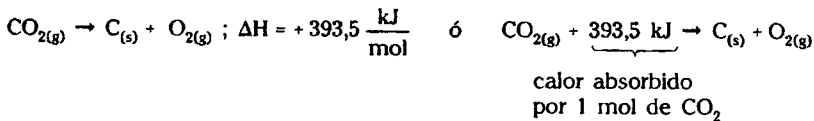
Ejemplo 2

¿Qué cantidad de calor se debe suministrar a 200g de CaCO_3 ($\bar{M} = 100 \text{ u.m.a}$) para descomponerlo totalmente? $\Delta H = +177,8 \text{ kJ/mol}$

Resolución:

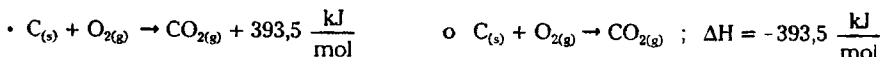
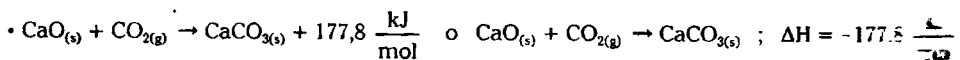


Ejemplo 3



Es muy importante tener en cuenta las siguientes acotaciones:

1. Es evidente que las reacciones exotérmicas y endotérmicas son opuestas, por lo tanto, para las reacciones endotérmicas anteriores, podemos plantear sus reacciones inversas que serán exotérmicas:

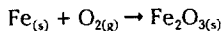


IV. Según la velocidad de la reacción

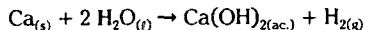
4.1 Reacción lenta. Es aquella donde la cantidad de producto formado o la cantidad de reactante consumido por unidad de tiempo es muy pequeña.

Ejemplos:

1. La oxidación del hierro a temperatura ambiental



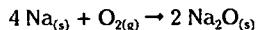
2. La reacción del calcio con el agua fría:



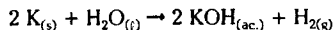
4.2 Reacción rápida. Es aquella donde la cantidad de producto formado o la cantidad de reactante consumido por unidad de tiempo es grande.

Ejemplos:

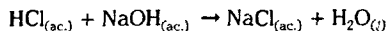
1. La oxidación del sodio metálico al exponerlo al aire.



2. La reacción violenta de potasio metálico con el agua fría.



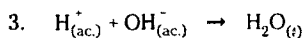
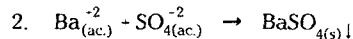
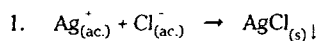
3. La reacción de neutralización ácido - base entre HCl y NaOH



V. Por el tipo de compuesto o naturaleza de reactantes

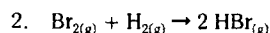
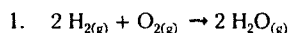
5.1 Reacciones iónicas. Generalmente ocurren en disolución acuosa; consisten en la interacción eléctrica de especies iónicas solvatadas o dispersos en el disolvente (comúnmente es el H₂O). Estas reacciones son rápidas. La mayoría de las reacciones que se realizan en el laboratorio son de este tipo.

Ejemplos:



5.2 Reacciones moleculares (covalentes). Son aquellos que involucran a las interacciones de moléculas (de sustancias covalentes). Estas reacciones son generalmente lentas en comparación a las reacciones iónicas, porque las moléculas para poder reaccionar necesitan colisionar con orientaciones y energías cinéticas apropiadas. Si estas condiciones no se cumplen simultáneamente, no ocurre la reacción.

Ejemplos:



2. Para una reacción reversible particular, se cumple que la energía de activación de la reacción endotérmica es mayor que la de exotérmica y la entalpía de la reacción es igual en ambos sentidos.

$$E_a(\text{endotérmica}) > E_a(\text{exotérmica})$$

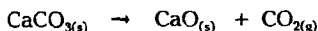
$$\Delta H_{(\text{endotérmica})} = \Delta H_{(\text{exotérmica})} \quad (\text{numéricamente})$$

III. Según el sentido de la reacción

3.1 Reacciones irreversibles.

Ocurren en un solo sentido (\rightarrow) hasta que la reacción sea completa, es decir hasta que se agote uno o todos los reactivos. Generalmente ocurren cuando se forman precipitados, se liberan gases en recipientes abiertos o se forman productos muy estables que no reaccionan para formar las sustancias iniciales o reactivos.

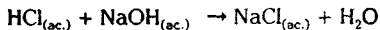
Por ejemplo, la siguiente reacción de descomposición térmica es irreversible si se lleva a cabo en un recipiente abierto, debido a que el CO_2 gaseoso conforme se va formando escapa del reactor químico, por lo tanto no logra reaccionar con el óxido de calcio sólido, por lo que la reacción inversa (\leftarrow) no prospera.



La siguiente reacción química también es irreversible porque el cloruro de plata que se forma, es un sólido insoluble en agua por lo que se precipita y no logra reaccionar con nitrato de sodio acuoso, por lo tanto la reacción transcurre en un solo sentido.



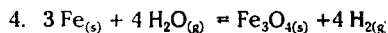
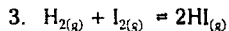
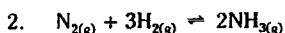
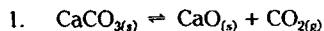
La reacción entre ácido clorhídrico acuoso e hidróxido de sodio acuoso ocurre en un solo sentido porque el cloruro de sodio formado es muy estable, no reacciona con el agua pura regenerar HCl y NaOH .



3.2 Reacción reversible.

Es aquella donde la reacción ocurre en ambos sentidos (\rightleftharpoons). Generalmente se lleva a cabo en un sistema cerrado, entonces los productos que se forman interactúan entre sí para reaccionar en sentido inverso (\leftarrow) y regenerar a los reactivos. Luego de cierto tiempo, la velocidad de la reacción directa (\rightarrow) e inversa (\leftarrow) se igualan, estableciéndose entonces el equilibrio químico.

Ejemplos:



REACCIONES DE REDUCCIÓN Y OXIDACIÓN (REDOX)

Son aquellas que ocurren mediante transferencia de electrones; por lo tanto, hay sustancias que pierden electrones (se **oxidan**) y otras que ganan electrones (se **reducen**).

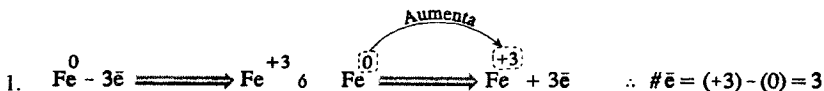
La gran mayoría de reacciones que son de interés, en química son reacciones de reducción y oxidación, como ejemplos tenemos: la combustión de los hidrocarburos, la acción de los agentes blanqueadores de uso doméstico, la obtención de los metales a partir de sus minerales, el proceso de respiración, proceso de la digestión, reacción que ocurre en la pila seca y baterías, etc.

Oxidación: Es el fenómeno mediante el cual una especie química **pierde electrones**, por lo tanto el **número de oxidación (N.O.) aumenta algebraicamente** porque pierde cargas negativas.

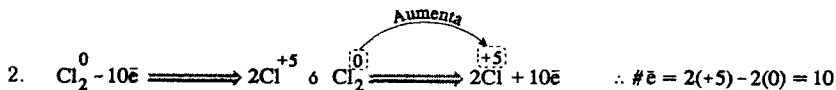
El número de electrones perdidos se halla así:

$$\# \bar{e} = \left(\begin{matrix} \text{mayor carga} \\ \text{total} \end{matrix} \right) - \left(\begin{matrix} \text{menor carga} \\ \text{total} \end{matrix} \right)$$

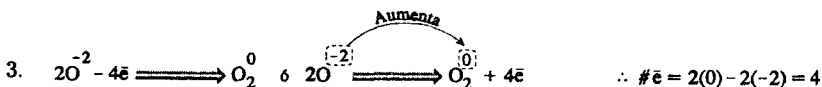
Ejemplos:



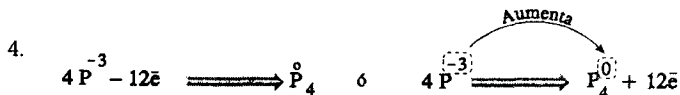
Un átomo de Fe^0 se oxida y pierde $3\bar{e}$



Una molécula de Cl_2^0 se oxida y pierde $10\bar{e}$



Se observa que 2 átomos de oxígeno con carga -2 se oxida y pierde $4\bar{e}$



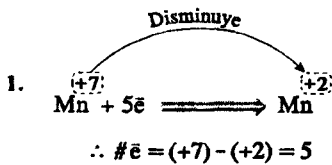
Cuatro iones P^{-3} pierde $12\bar{e}$ para formar una molécula tetratómia (P_4)

Reducción: Es el fenómeno mediante el cual una especie química gana electrones, por lo tanto su número de oxidación (N.O.) **disminuye algebraicamente** porque gana cargas negativas.

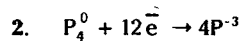
El número de electrones ganados se halla así:

$$\# e^- = \left(\begin{array}{c} \text{mayor carga} \\ \text{total} \end{array} \right) - \left(\begin{array}{c} \text{menor carga} \\ \text{total} \end{array} \right)$$

Ejemplos:

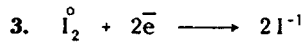


El ion Mn^{+7} se reduce y gana $5e^-$



$\# e^- = 4(0) - 4(-3) = 12$

La molécula P_4^0 se reduce y gana $12e^-$



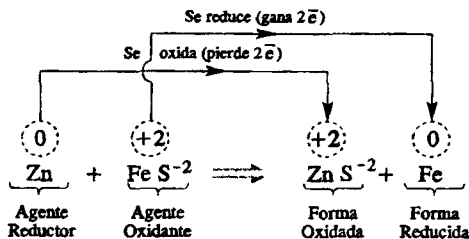
$\# e^- = 2(0) - 2(-1) = 2$

Una molécula de I_2 gana $2e^-$ y se reduce

El **agente oxidante**, es la sustancia química que al reducirse provoca la oxidación de otro; por lo tanto, la **sustancia que se reduce es agente oxidante**.

Agente reductor, es la sustancia química que al oxidarse provoca o causa la reducción de otro; por lo tanto la **sustancia que se oxida es agente reductor**.

A continuación se ilustra en forma resumida una reacción redox



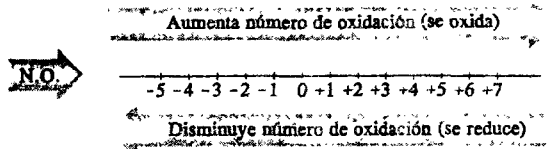
Descripción del proceso: El átomo neutro del Zn (Zn^0) pierde 2 electrones y se convierte en ion cinc (Zn^{+2}) según: $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2e^-$ Semireacción de oxidación.

Los 2 electrones que pierde el átomo de Zn^0 es ganado por el ión ferroso (Fe^{+2}) para convertirse en átomo neutro (Fe^0): $\text{Fe}^{+2} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}^0$ Semireacción de reducción.

El ion Zn^{+2} es forma oxidada del Zn^0 y el Fe^0 es la forma reducida del Fe^{+2} .

El sulfuro ferroso, FeS, se llama oxidante porque contiene al ion Fe^{+2} que al reducirse provoca la oxidación del Zn. Al sulfuro de Zinc, ZnS, se le llama forma oxidada porque contiene al Zn^{+2} que es la forma oxidada de Zn^0 .

Como usted puede apreciar la ilustración anterior, para reconocer que una sustancia se oxida o se reduce, solo basta analizar como varía el numero de oxidación de una especie química al pasar de reactantes a productos, así:



En toda reacción redox siempre se cumple:

El fenómeno de reducción y oxidación es simultáneo, es decir la oxidación y reducción no se presenta en forma aislada.

Número de electrones ganados = número de electrones perdidos

La igualdad justifica la ley de conservación de carga eléctrica.

TIPOS DE REACCIONES REDOX

Es muy importante recordar que para hallar los números de oxidación de los elementos en la sustancias químicas, se debe tener en cuenta las reglas prácticas señaladas en el capítulo IX (Formulación y Nomenclatura Inorgánica).

En forma resumida podemos señalar así:

I. H $\xrightarrow{\text{Generalmente}}$ +1 ; O $\xrightarrow{\text{Generalmente}}$ -2

II. Metales alcalinos.(IA) \rightarrow +1 ; alcalinos térreos (IIA) \rightarrow +2

III. No metales (VIA) $\xrightarrow{S, Se, Te}$ -2; halógenos (VIIA) $\xrightarrow{F, Cl, Br, I}$ 1 (cuando están unidos o combinados con metales (o el H) formando compuestos binarios).

IV. En una **unidad fórmula neutra**: $\Sigma N.O. = 0$

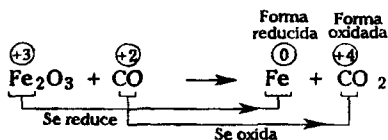
V. En un **ión poliatómico**: $\Sigma N.O = \text{carga neta del ión}$

Las reacciones REDOX pueden ser clasificadas en tres grupos

1. Reacción redox intermolecular

Son las más comunes, se caracterizan porque el elemento que se oxida y el elemento que se reduce se encuentran en sustancias químicas diferentes, por lo tanto el agente oxidante y el agente reductor son sustancias también diferentes.

Ejemplo:



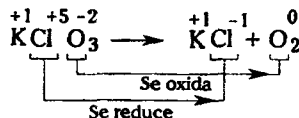
Citemos otros ejemplos de reacciones redox intermolecular:

- $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2. Reacción redox intramolecular

En este caso, el elemento que se oxida y el elemento que se reduce se encuentran en el mismo compuesto, por lo tanto, el agente oxidante y el agente reductor es la misma sustancia.

Ejemplo:



Citemos otros ejemplos de reacciones redox intramolecular:

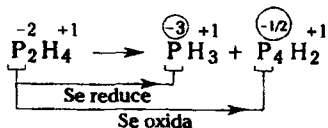
- $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$
- $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$
- $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} + \text{Cl}_2$

Observamos que las reacciones redox intramolecular, generalmente, son reacciones de descomposición.

3. Reacción redox de dismutación o desproporción

Llamada también de **autoreducción -oxidación**, es aquella donde un mismo elemento se oxida y se reduce, por lo tanto una misma sustancia química es oxidante y reductor.

Ejemplo:



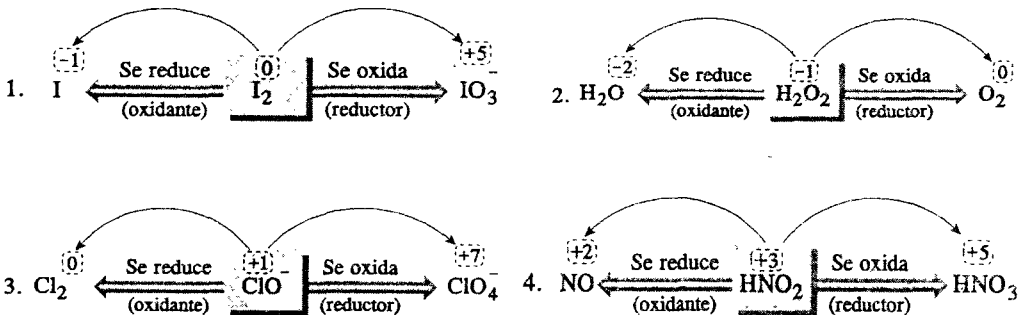
Otros ejemplos de reacciones redox de dismutación son:

- $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$
- $\text{H}_3\text{AsO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{As}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{P}_4 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_2 + \text{PH}_3$
- $\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{PH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

DUALIDAD OXIDANTE REDUCTORA

Las sustancias químicas que contienen elementos con estados de oxidación intermedio son capaces tanto de perder como de ganar electrones, entonces pueden actuar como reductores u oxidantes, luego estas sustancias poseen dualidad oxidante- reductora.

Ejemplos:



En cambio, en aquella sustancia donde un elemento actúa con su máximo número de oxidación, no puede oxidarse **solo puede reducirse**, entonces **solo actuará como agente oxidante**.

Ejemplos:

- $H_2SO_4 \Rightarrow$ el azufre actúa con +6 (S = -2, 0, +2, +4, +6)
- $HNO_3 \Rightarrow$ el nitrógeno actúa con +5 (N = -3, 0, +1, +2, +3, +4, +5)
- $KMnO_4 \Rightarrow$ el manganeso actúa con +7 (Mn = 0, +2, +3, +4, +6, +7)
- $K_2CrO_4 \Rightarrow$ el cromo actúa con +6 (Cr = 0, +2, +3, +6)
- $K_2Cr_2O_7 \Rightarrow$ el cromo actúa con +6
- $HClO_4 \Rightarrow$ el cloro actúa con +7 (Cl = -1, 0, +1, +3, +5, +7)
- $HiO_4 \Rightarrow$ el yodo actúa con +7 (I = -1, 0, +1, +3, +5, +7)

Como se observa los números de oxidación señalados son los máximos para los elementos indicados.

Por otro lado, existen sustancias que poseen un elemento con su mínimo número de oxidación, por lo tanto no pueden reducirse **solo pueden oxidarse**, entonces **solo actuarán como agentes reductores**.

Ejemplos:

- H_2S o $S^{-2} \Rightarrow$ el azufre actúa con -2
- HCl, HBr, HI o $Cl^-, Br^-, I^- \Rightarrow$ los halógenos actúan con -1
- $NH_3 \Rightarrow$ el nitrógeno actúa con -3

Los números de oxidación que se indica son los mínimos, para los elementos señalados.

BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS

Es el proceso que consiste en igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación química, sirve para hacer cumplir una ley fundamental de las reacciones químicas, que es la **ley de conservación de la masa**, como señalamos anteriormente al abordar la **ecuación química**. A continuación desarrollaremos los métodos de balance.

MÉTODO DE TANTEO O SIMPLE INSPECCIÓN

Se efectúa por simple inspección visual. Se recomienda para balancear ecuaciones sencillas, generalmente para ecuaciones con cuatro sustancias químicas.

Proceso: Se observa qué elementos no están igualados en su número de átomos en ambos lados de la ecuación química y se procede a balancearlos colocando delante de las fórmulas o símbolos de las sustancias el coeficiente más conveniente; si no resulta el balance, deberá intentarse con otros coeficientes hasta que se logre la igualdad de los átomos de todos los elementos.

Para balancear de manera eficaz por tanteo, es recomendable seguir el siguiente orden general de balanceo de los elementos.

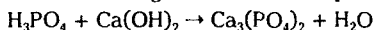
Elemento	Metal	No metal	H	O
Orden	1er.	2do.	3er.	4to.

En el segundo paso se indica "no metal", se refiere a no metales diferentes al H y O.

Ejemplos aplicativos

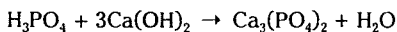
Ejemplo 1

Balancear la siguiente ecuación química:

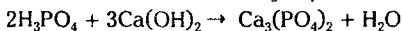


Resolución

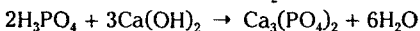
En primer lugar balanceamos el calcio, colocando el coeficiente 3 delante del $\text{Ca}(\text{OH})_2$



Luego balanceamos el fósforo colocando el coeficiente 2 delante del H_3PO_4



Balanceamos el hidrógeno colocando el coeficiente 6 delante del H_2O



Analizamos finalmente el oxígeno, en el primer miembro hay 14 átomos de oxígeno ($2 \times 4 + 3 \times 2$) y en el segundo miembro hay 14 átomos de oxígeno ($4 \times 2 + 6 \times 1$), lo que significa que la

ecuación está balanceada.

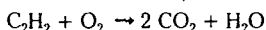
Ejemplo 2

Balancear por tanteo o simple inspección:



Resolución:

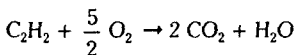
Balanceamos "C", colocamos 2 delante de CO_2



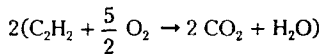
Vemos que el H está balanceado (2 átomos en cada lado)

Balanceamos el "O", en el segundo lado hay 5 átomos de "O", entonces colocamos $\frac{5}{2}$ delante

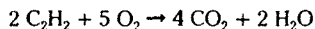
de O_2 (equivale a $\frac{5}{2} \times 2 = 5$ átomos)



La ecuación química está balanceada, pero, por convención, en **problemas de balance**, los **coeficientes deben ser números mínimos enteros**, entonces multiplicamos por 2 a todos los términos de la ecuación (para que $\frac{5}{2}$ se transforme en entero, 5)



Luego la ecuación balanceada es:

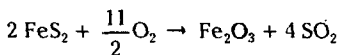
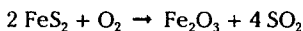
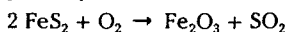


Ejemplo 3

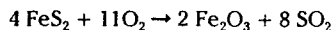
Balancear la siguiente ecuación e indicar el valor de los coeficientes literales que se señalan $x FeS_2 + y O_2 \rightarrow z Fe_2O_3 + w SO_2$

Resolución

Balanceamos la ecuación por tanteo, con las pautas ya señaladas.



Multiplicando por 2:



Luego tenemos:

$$\begin{aligned} x &= 4 & y &= 11 \\ z &= 2 & w &= 8 \end{aligned}$$

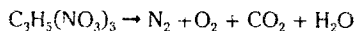
A manera de ejercicio, balancee usted las siguientes ecuaciones químicas por simple inspección

- $Fe + H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + H_2$
- $C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH + CO_2$
- $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$
- $Al_4C_3 + H_2O \rightarrow CH_4 + H_2O$
- $C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- $Al_2Te_3 + PI_3 \rightarrow AlI_3 + Te_2P_2$

- $C_4H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

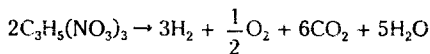
Ejemplo 4

Luego de balancear, señalar la suma de coeficientes de los productos.

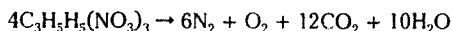


Resolución:

Como en el primer miembro hay número impar de átomos, multiplicamos por 2 para convertirlos a números pares, luego balanceamos por tanteo el C, N, H y O, en ese orden:



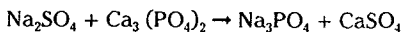
multiplicando a todos por 2 $\left(\frac{1}{2} \times 2 = 1\right)$:



$$\Sigma_{\text{coefic. (productos)}} = 6 + 1 + 12 + 10 = 29$$

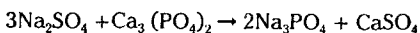
Ejemplo 5

Luego de balancear, hallar la suma de coeficientes de las sales de sodio en:

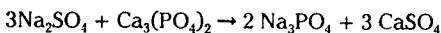


Resolución:

Balanceando sodio



Balanceando Calcio:



Notamos que todos los átomos están balanceados.

$$\Sigma_{\text{coefic. (Na}_2\text{SO}_4 \text{ y Na}_3\text{PO}_4)} = 3 + 2 = 5$$

MÉTODO REDOX

Las reacciones redox son generalmente complejas y las ecuaciones que lo representan no son tan simples, para balancearlo utilizamos métodos sistematizados que son:

- Método del número de oxidación
- Método del ion-electrón

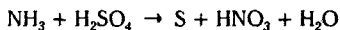
1. MÉTODO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN. Se aplica a reacciones redox en general, tanto los que ocurren en soluciones acuosas y no acuosas.

Consta de los siguientes pasos:

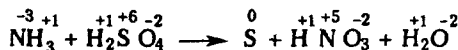
1. En primer lugar se determina el estado de oxidación o número de oxidación de todos los elementos en ambos lados de la ecuación química (dando mayor importancia a los elementos que poseen mas de una valencia). A partir de esto se determina que elementos han cambiado en su estado de oxidación y en que magnitud lo hacen.
2. Luego, se aíslan solo a los elementos que han sufrido cambios en su número de oxidación y se escriben en forma separada las 2 semireacciones (de reducción y de oxidación), respetando el subíndice de los elementos (especialmente de los reactantes), procediendo a balancear cada una de ellas primero en masa (igualdad en número de átomos) y luego en carga (número de electrones perdidos o ganados).
3. Se balancean las semireacciones, que consiste en igualar el número de electrones ganados y perdidos, para lo cual se multiplican las semireacciones por ciertos números mínimos enteros apropiados.
4. Se suman miembro a miembro las semireacciones, cancelandose el número de electrones, obteniéndose así la **ecuación iónica neta**; los coeficientes así obtenidos se reemplazan en la ecuación original.
5. Se termina el balance por tanteo, siguiendo el orden establecido en dicho método; este último paso es necesario, porque los elementos que no sufren cambios en su número de oxidación normalmente no están balanceados.

Ejemplos aplicativos**Ejemplo 1**

Balancear el siguiente proceso de oxido-reducción e indique la suma de todos los coeficientes.

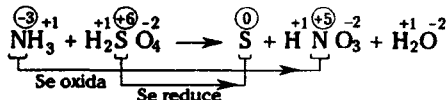
**Resolución:**

1. Determinamos los estados de oxidación de cada uno de los elementos empleando las reglas del número de oxidación.

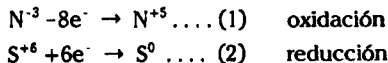


Observamos que los elementos que no sufren ningún cambio en su número de oxidación al pasar de reactantes a productos son H(+1) y O(-2).

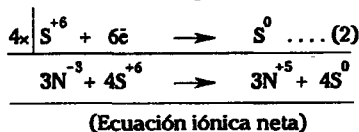
Los únicos elementos que han sufrido cambios en su número de oxidación son el N (pasa de -3 a +5, se oxida) y el S (pasa de +6 a 0, se reduce). Luego podemos escribir:



2. Escribimos en forma separada las 2 semireacciones y procedemos a balancear cada una de ellas, primero se verifica la igualdad del # de átomos y luego se evalúa el # de electrones perdidos o ganados.

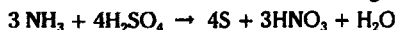


3 y 4. Para que el número de electrones perdidos sea igual al número de electrones ganados se multiplica la primera ecuación por 3 y la segunda ecuación por 4 (el número de electrones ganados y perdidos será 24), luego sumamos dicha semireacciones, cancelandose los 24 electrones ganados y 24 electrones perdidos.

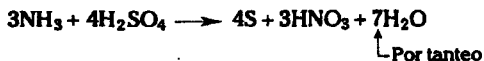


Los 24 electrones que balancean la ecuación redox se llama electrones transferidos

5. Reemplazando los coeficientes hallados en la ecuación original tenemos

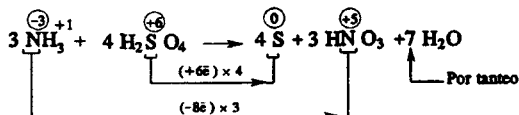


Observamos que el H y O no están balanceados por lo que colocamos coeficiente 7 para el H₂O y tenemos la ecuación ya balanceada



Luego: Σ coeficientes = 3 + 4 + 4 + 3 + 7 = 21

También es posible realizar el balance redox en **forma directa**. Para el ejemplo anterior tenemos:

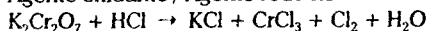


Se observa de que los números 3 y 4 que sirven para igualar el número electrones ganados y perdidos se han trasladado directamente como coeficientes y se termina el balance por tanteo.

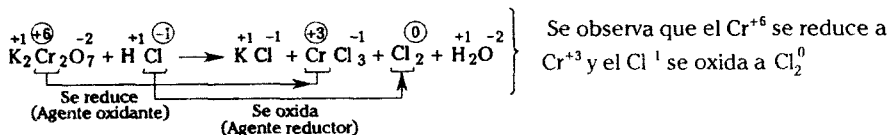
Ejemplo 2

Balancear el siguiente proceso REDOX e indicar la relación molar:

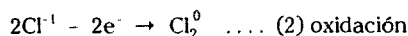
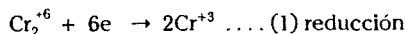
Agente oxidante / Agente reductor


Resolución:

1. Aplicando los pasos ya expuestos, tenemos:

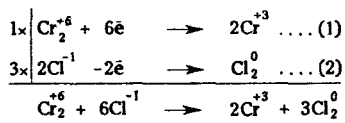


2. Escribimos en forma separada las 2 semireacciones y balanceamos cada una en masa y en carga.



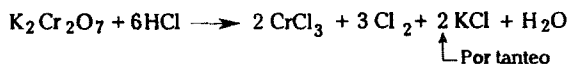
Se observa que en ambos casos se han igualado a dos el número de átomos de cada especie, debido a que se respeta el subíndice que lleva una de las especies, así mismo el número de electrones perdidos o ganados es considerando el número de átomos balanceados, o sea por los dos átomos.

3. Para que el número de electrones perdidos o ganados se igualen se debe multiplicar la segunda semireacción por 3 y la primera por 1 (la unidad como factor no altera los coeficientes).

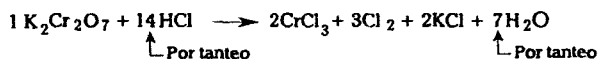


(Ecuación iónica neta)

Llevando los coeficientes a la ecuación original y completando el balance por tanteo.



Notamos que los átomos de cloro no están balanceados, en el primer miembro hay 6 y en el segundo hay 14, por lo tanto debemos alterar el coeficiente de HCl, cambiando 6 por 14; finalmente balanceamos H y O, también por tanteo.

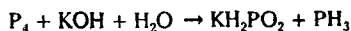


Los coeficientes indican el número de moles de la sustancia, por lo tanto la relación molar de oxidante y reductor es simplemente la relación de coeficientes:

$$\frac{\text{Agente Oxidante (K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{\text{Agente Reductor (HCl)}} = \frac{1\text{mol}}{14\text{mol}} = \frac{1}{14}$$

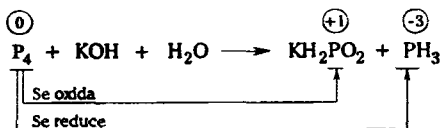
Ejemplo 3

Hallar la suma de los coeficientes de la forma oxidada y forma reducida, además señale el coeficiente de KOH.

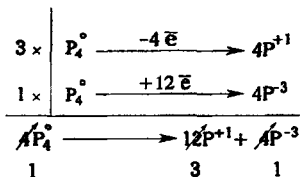


Resolución:

Analizando el número de oxidación de los elementos, se llega a la siguiente conclusión

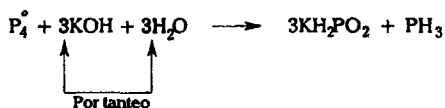


Planteamos las semireacciones y balanceamos



Los coeficientes debe ser números primos enteros, por lo que hemos sacado la "cuarta".

Reemplazando en la ecuación original y terminando el balance por tanteo



Forma oxidada: KH_2PO_2

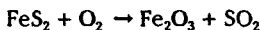
Forma reducida: PH_3

Σ coeficientes = $3 + 1 = 4$

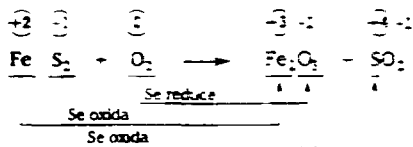
coeficiente de KOH = 3

Ejemplo 4

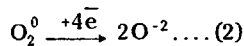
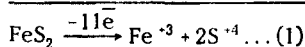
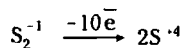
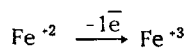
Hallar el número de electrones transferidos en la siguiente reacción redox.



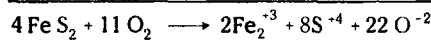
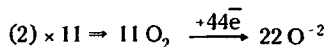
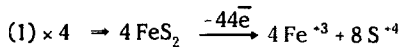
Resolución



Como hay 2 elementos que se oxidan (Fe y S) lo juntamos (sumando) para tener una sola semireacción de oxidación:

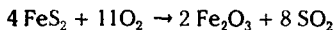


Observar que sólo estamos respetando el subíndice de Fe, S y O del primer miembro.



Observar que el coeficiente de Fe^{+3} que era 4, se descompone en 2×2 (un 2 como coeficiente y el otro 2 como subíndice), porque en la ecuación original el subíndice de Fe^{+3} es $2(Fe_2^{+3})$

Reemplazando en la ecuación original



Observamos que ya no es necesario el balance por tanteo, ya que todos los átomos están balanceados.

$\therefore \# e^-$ transferidos = 44

II. MÉTODO DEL IÓN-ELECTRÓN.

Se aplica a reacciones redox que ocurren en soluciones acuosas de carácter ácido, con presencia de ácidos fuertes (H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , etc) o de carácter básico, con presencia de bases fuertes (NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, etc); la solución acuosa también puede ser neutra (ni ácida ni básica). Para balancear la ecuación redox según este método, solo consideramos las especies iónicas o moleculares que sufren el fenómeno redox, por lo tanto no se consideran a los **iones espectadores** (iones que no sufren cambios en su número de oxidación); para ello se debe tener en cuenta que ciertas **sustancias que no se ionizan** en H_2O se deben **representar** mediante su **fórmula molecular** o unidad fórmula.

El estudiante, para saber qué sustancias se ionizan y qué sustancias no se ionizan en H_2O , debe tener amplios conocimientos de solubilidad y disociación iónica de compuestos iónicos y moleculares, y teoría de ácidos y bases fuertes, principalmente. Estos aspectos es conocido ampliamente por estudiantes de nivel superior. Debido a estas dificultades, en los exámenes de admisión (para estudiantes de química general o principiantes) se les proporciona la ecuación redox ya preparada para proceder a su respectivo balanceo con los procedimientos que se describen a continuación.

2.1 Método del número de oxidación

Se debe seguir los siguientes pasos:

1. Se halla el número de oxidación de todos los elementos
2. Se identifica que elemento (s) se oxida (n) y que elemento (s) se reduce (n).
3. Teniendo en cuenta el número de átomo de cada elemento que se oxida o reduce, se halla el número de electrones perdidos y el número de electrones ganados.
4. Se igualan el número de electrones ganados y perdidos, **multiplicando** por un número mínimo entero, estos números se trasladan como coeficientes de las especies químicas (donde se encuentran los elementos que se oxidan y reducen)
5. Se debe asegurarse que todos los átomos diferentes al **H** y **O** estén balanceados.
6. El balance de **H** y **O** se realiza según el medio donde se efectúa el proceso redox:

En medio ácido (H^+)

- a. Para balancear átomos de oxígeno, en el miembro donde falta átomos de oxígeno se agrega una molécula de agua por cada átomo de oxígeno deficitario.
- b. Para balancear átomos de hidrógeno, en el miembro o lado de la ecuación donde falta átomos de hidrógeno se agrega iones H^+ (igual al número de átomos de hidrógeno deficitarios)

En medio básico o alcalino (OH^-)

- a. Para balancear átomos de oxígeno, en el lado de la ecuación química donde falta átomos de oxígeno se agrega dos iones OH^- por cada átomo de oxígeno requerido y al otro lado de la misma agregar una molécula de H_2O .
- b. Si en el subpaso anterior, los átomos de **H** no están balanceados, en el lado de la ecuación donde falta hidrógenos se agrega una molécula de H_2O ($1\text{H}_2\text{O}$) por cada átomo de **H** requerido y en el otro lado se agrega un ion OH^- . Luego se sustrae (cancela) las especies químicas idénticas.

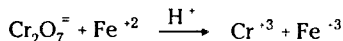
Es importante tener presente que el subpaso 6(a) precede siempre al subpaso 6(b), en ambos casos.

7. Para asegurarse que la ecuación está correctamente balanceada tanto en masa como en carga se debe chequear de que la suma de cargas totales en ambos lados de la ecuación sean iguales.

Ejemplos aplicativos

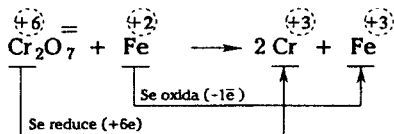
Ejemplo 1

Balancear en medio ácido la siguiente reacción redox y luego señalar los coeficientes del oxidante, reductor y agua



Resolución:

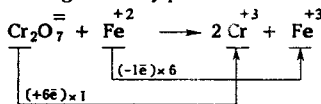
Hallando el número de oxidación de los elementos y el número de electrones ganados y perdidos tenemos:



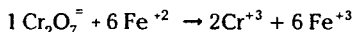
A manera de observación, se debe recordar que el número de oxidación de un elemento en un ion poliatómico se halla teniendo en cuenta que la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser igual a la carga neta del ion, para el Cr en $\text{Cr}_2\text{O}_7^{=2}$ será:

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{=2} < > (\overset{x}{\text{Cr}}_2\text{O}_7)^{-2}: 2(x) + 7(-2) = -2 \Rightarrow x = +6$$

Igualando el número de electrones ganados y perdidos tenemos:

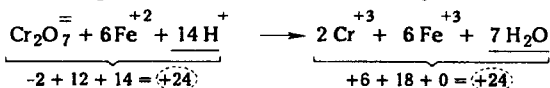


Trasladando los números 1 y 6 como coeficientes tenemos:



Balanceando O e H (según el paso 6), como en el primer miembro hay 7 átomos de O, sumamos 7 H₂O en el otro lado. Además colocamos 14 H⁺ en el 1er. miembro porque en el 2do. miembro hay 14H (proviene de 7 H₂O): $\text{Cr}_2\text{O}_7^{=2} + 6 \text{Fe}^{+2} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{+3} + 6 \text{Fe}^{+3} + 7 \text{H}_2\text{O}$,

finalmente chequeando cargas totales en ambos lados, comprobamos la ecuación balanceada



Agente oxidante (la que se reduce): $\text{Cr}_2\text{O}_7^{=2}$, coeficiente = 1

Agente reductor (la que se oxida): Fe^{+2} , coeficiente = 6

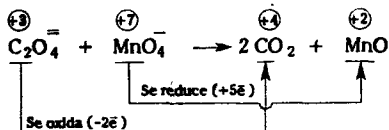
Coefficiente de H₂O = 7

Como las cargas totales (+24) en ambos lados son iguales, la ecuación química está correctamente balanceada.

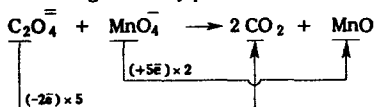
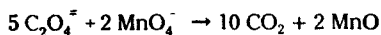
Ejemplo 2

 Balancear en medio ácido la siguiente ecuación: $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{MnO}_4^- \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CO}_2 + \text{MnO}$
Resolución

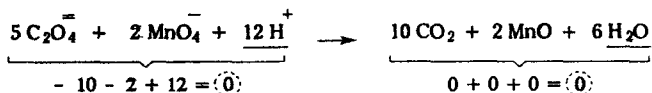
Hallando el número de oxidación de los elementos y el número de electrones ganados y perdidos tenemos.



Igualando el número de electrones ganados y perdidos.

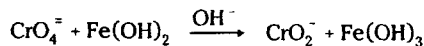

 Trasladando los número 2 y 5 (va ha multiplicar a 2 CO_2), como coeficientes.


Balanceando O e H, luego chequeando cargas totales en ambos lados tenemos la ecuación balanceada:

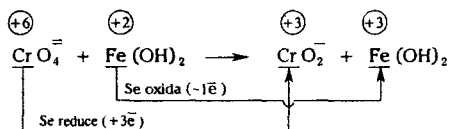

 Observar que CO_2 y MnO son sustancias que no se ionizan en agua, por lo que se indica en su **forma molecular**.

Ejemplo 3

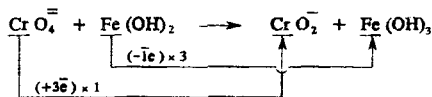
Balancear en medio básico o alcalino la siguiente reacción redox.


Resolución:

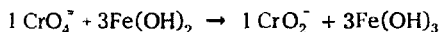
Hallando el número de oxidación de los elementos y el número de electrones ganados y perdidos tenemos:



Igualando el número de electrones ganados y perdidos.

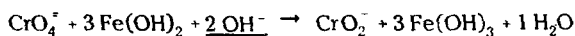


Trasladando 1 y 3 como coeficientes

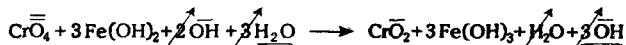


Para balancear átomos de oxígeno e hidrógeno debemos tener en cuenta el paso 6.

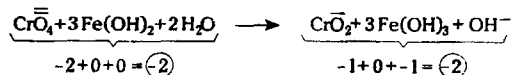
Balanceando oxígeno



Balanceando hidrógeno



Sustrayendo H₂O y OH⁻, y chequeando cargas tenemos la ecuación balanceada



Tanto el hidróxido ferroso, Fe(OH)₂ y el hidróxido férrico, Fe(OH)₃, son sustancias que no se ionizan en agua, por lo que se indican en su forma molecular.

2.2 Métodos de semireacciones

Es recomendable este procedimiento cuando se presentan especies complejas donde es difícil hallar el número de oxidación de los elementos involucrados en él.

1. Se escriben en forma separada las dos semireacciones (de oxidación y de reducción), las cuales están formadas de parejas de compuestos con un elemento común, **respetando la forma iónica o molecular de cada unidad fórmula.**
2. Balancee cada semireacción separadamente, tanto en masa como en carga; para el balan de masa se debe tener en cuenta el medio ácido o básico:

Balance en medio ácido (H⁺)

- a. En el lado donde falta **O** se añade una molécula de H₂O por cada átomo de **O** deficitari
- b. En el lado donde falta **H** se añade iones H⁺ en cantidad igual al número de **H** deficitari

Balance en medio básico o alcalino (OH⁻)

- a. En el lado donde falta **O** se añade 2 OH⁻ y el otro lado una molécula de H₂O, por cada átomo de **O** deficitario.
- b. En el lado donde falta **H** se añade una molécula de H₂O y en el otro lado un ion OH⁻, por cada átomo de **H** deficitario o requerido.



A manera de observación importante, siempre el subpaso 2(a) precede al subpaso 2(b), pero antes deben estar balanceados todos los átomos excepto O e H.

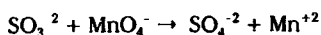
- El balance de carga se efectúa sumando electrones (cargas negativas) en el lado donde hay mayor carga relativa, para igualar cargas en ambos lados; previamente se evalúa las cargas totales en ambos lados de cada semireacción.
- Se igualan el número de electrones ganados y perdidos, para ello se debe multiplicar por números apropiados a cada semireacción.
- Se suman miembro a miembro las semireacciones.
- Sustraiga (cancele) las especies químicas idénticas y se tendrá la ecuación iónica balanceada.

Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

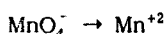
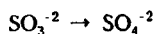
Balancear en medio ácido y dar la relación molar:

Agente oxidante
Forma oxidada



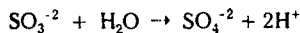
Resolución:

Planteamos las semireacciones de oxidación y reducción, considerando las parejas de compuestos que poseen un elemento en común:

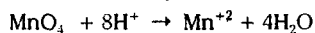


Balanceando masa (átomos) en cada una de ellas.

En la 1ra. semireacción se suma una molécula de H_2O a la izquierda porque falta 1 átomo de oxígeno, luego se suma 2 iones H^+ a la derecha para el balance de átomos de hidrógeno.

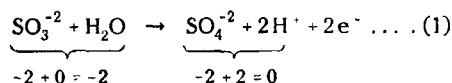


En la 2da semireacción se adicionan 4 moléculas de H_2O a la derecha porque faltan 4 átomos de oxígeno y 8 iones H^+ a la izquierda para el balance de hidrógeno.

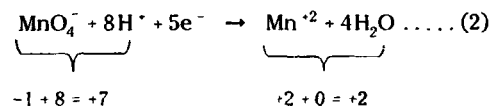


En seguida se procede al balance de carga evaluando el número de electrones perdidos o ganados, previa evaluación de cargas totales en

ambos lados.

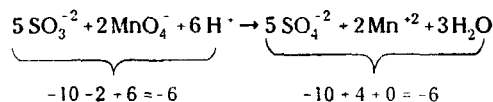


Se observa un aumento en la carga de -2 a cero (0) lo cual significa que hay oxidación y pérdida de 2e^- .



Se observa una disminución en la carga de +7 a +2, lo cual significa que hay reducción y ganancia de 5e^-

Igualamos el número de electrones ganados y perdidos, para ello multiplicamos (1)×5 y (2)×2, luego sumamos y cancelamos las especies químicas comunes, y se tendrá finalmente la ecuación balanceada.



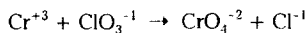
Se observa que al sumar las semireacciones deben reducirse los iones H^+ y moléculas de H_2O .

$$\frac{\text{Agente oxidante}(\text{MnO}_4^{-})}{\text{Forma oxidada}(\text{SO}_4^{-2})} = \frac{2}{5}$$

Ejemplo 2

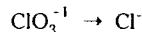
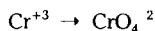
Balancear en medio alcalino, luego indicar la suma de coeficientes de la forma oxidada y forma reducida, también dar la relación molar

Agente reductor
Forma reducida



Resolución:

Escribimos las 2 semireacciones:

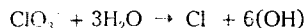


Balanceamos los átomos:

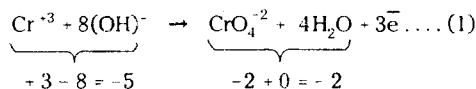
En la 1ra. semireacción sumamos 4 moléculas de H₂O a la derecha, porque hay 4 átomos de oxígeno en exceso y luego sumamos 8 iones (OH)⁻ a la izquierda completando el balance de átomos.



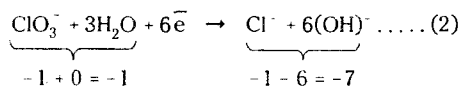
En la segunda semireacción sumamos 3 moléculas de H₂O a la izquierda, porque hay 3 átomos de oxígeno en exceso y luego sumamos 6 iones (OH)⁻ a la derecha completando el balance de átomos.



Balanceamos carga

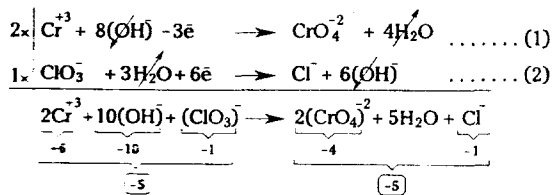


Se observa un aumento de carga de -5 a -2, es decir que el Cr⁺³ se oxida y pierde 3e



Se observa una disminución de carga de -1 a -7, es decir que el Cl⁺⁵ del ion (ClO₃) se reduce y se gana 6e

- Igualamos el número de electrones, y finalmente sumamos las 2 semireacciones, simplificamos especies comunes (OH⁻ y H₂O) que se encuentran en ambos lados de la ecuación. Luego chequeamos cargas en ambos lados.



Se observa un balance correcto porque en ambos lados la carga total es la misma.

Forma oxidada: CrO₄⁻² Forma reducida: Cr⁺³

Suma de coeficientes de CrO₄⁻² y Cl⁻¹ = 2 + 1 = 3

Se pide relación molar coeficientes: $\frac{\text{Agente reductor Cr}^{+3}}{\text{Forma reducida Cl}^{-1}} = \frac{2}{1} = 2$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Señale la alternativa que no corresponde a una reacción química

- A) En el proceso se forman nuevas sustancias químicas.
- B) Durante el proceso hay ruptura de enlaces en las moléculas reactantes.
- C) Se forman nuevos enlaces.
- D) Las sustancias originales sufren cambio solo en sus propiedades físicas.
- E) La ebullición del H_2O no es una reacción química.

Resolución:

En toda reacción química existe cambios radicales en las propiedades físicas, químicas, etc. de las sustancias reaccionantes, para formar nuevas sustancias con propiedades diferentes.

Rpta: D

Problema 2

¿Qué características no constituyen una evidencia experimental de una reacción química?

- I. Cambio de color en las sustancias
- II. Formación de un precipitado
- III. Variación en la densidad de las sustancias
- IV. Se producen cambios de estado en las sustancias.

Resolución:

La variación en la densidad de las sustancias normalmente se da en procesos físicos, como al mezclar alcohol y agua, la densidad de mezcla es diferente a la de sus componentes. Esto no es una reacción química.

Así mismo los cambios de estado son fenómenos físicos donde la sustancia permanece inalterable en su composición química.

Rpta: III y IV

Problema 3

¿Cuál de las siguientes reacciones no es de adición?

- A) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$
- B) $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}$
- C) $NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \rightarrow NH_4Cl_{(s)}$
- D) $CH_{4(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow CH_3Cl_{(g)} + HCl_{(g)}$
- E) $SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{4(ac)}$

Resolución

En toda reacción de adición hay un solo producto.

En la alternativa (D) se observa la formación de 2 productos, por lo tanto no es reacción de adición.

Rpta: D

Problema 4

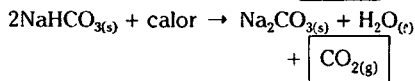
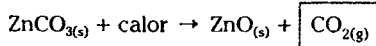
Acerca de las reacciones de descomposición ¿Qué enunciados son incorrectos?

- I. El H_2O se descompone fácilmente por medio de un proceso pirólitico.
- II. La descomposición térmica de los carbonatos y bicarbonatos produce $O_{2(g)}$
- III. Algunas sustancias orgánicas se descomponen por acción de un catalizador

Resolución:

- I. Es falso, la descomposición del agua solo es fácil mediante un proceso de electrólisis y no a altas temperaturas (pirólisis).
- II. Es falso, la descomposición térmica o pirólisis de carbonatos y bicarbonatos produce $CO_{2(g)}$.

Ejemplos:



- III. Es verdadero, mediante catalizadores apropiados, ciertas sustancias se descomponen con facilidad.

Rpta: I y II

Problema 5

¿Qué reacciones de desplazamiento no son espontáneas a temperatura ambiental?

- I. $2\text{Fe}_{(s)} + 6\text{HCl}_{(ac.)} \rightarrow 2\text{FeCl}_{3(ac.)} + 3\text{H}_{2(g)}$
- II. $2\text{Ag}_{(s)} + 2\text{HNO}_{3(ac.)} \rightarrow 2\text{AgNO}_{3(ac.)} + \text{H}_{2(g)}$
- III. $\text{Zn}_{(s)} + \text{CuSO}_{4(ac.)} \rightarrow \text{ZnSO}_{4(ac.)} + \text{Cu}_{(s)}$
- IV. $\text{Ca}_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(ac.)} + \text{H}_{2(g)}$

Resolución:

- I. Es espontánea, porque el Fe es uno de los metales activos que en condiciones ambientales desplazan el hidrógeno de los ácidos.
- II. No es espontánea, porque Ag, Au, Cu, Pt, etc. son metales nobles o no reactivos a temperatura ambiental, por lo tanto no desplaza al hidrógeno de los ácidos.
- III. Es espontánea, porque el Zn es químicamente más activo que el Cu por lo tanto lo desplaza.
- IV. Es espontánea, los alcalinos y alcalinos térreos en general desplazan al hidrógeno del H_2O

Rpta: II

Problema 6

Una de las siguientes reacciones no es de metátesis o doble descomposición:

- A) $\text{H}_2\text{SO}_{4(ac.)} + \text{BaCl}_{2(ac.)} \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$
- B) $2\text{KI}_{(ac.)} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(ac.)} \rightarrow \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$
- C) $\text{Na}_2\text{S}_{(ac.)} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_{2(ac.)} \rightarrow \text{FeS} + 2\text{NaNO}_3$
- D) $\text{KNO}_3 + \text{Li} \rightarrow \text{K} + \text{LiNO}_3$
- E) $2\text{AgNO}_{3(ac.)} + \text{K}_2\text{CrO}_{4(ac.)} \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2\text{KNO}_3$

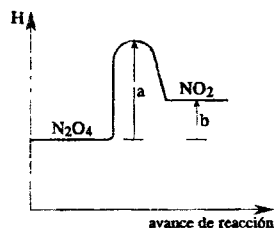
Resolución:

La reacción (D) es de desplazamiento simple.

Rpta: D

Problema 7

A partir del siguiente gráfico ¿Qué proposición es correcta?



- A) Es una reacción exotérmica
- B) El valor de "a" representa el calor total absorbido en la reacción
- C) La entalpía de la reacción es negativa
- D) El valor de "b" representa el calor liberado en la reacción
- E) La entalpía de productos es mayor que la de reactantes

Resolución:

De acuerdo al gráfico la reacción es endotérmica, porque la entalpía de formación del producto es mayor que la del reactante

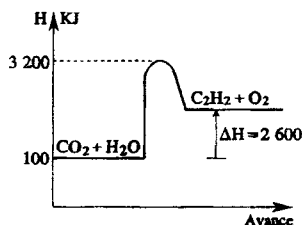


Así mismo la entalpía de reacción es positiva ($\Delta H^\circ > 0$), "a" es la energía de activación y "b" es la cantidad de calor absorbido en la reacción

Rpta: E

Problema 8

Para la siguiente reacción química (graficada) ¿Qué proposiciones son correctas?





- I. La energía de activación es 3 100 kilojoule/mol
- II. La entalpía standard de formación de productos es 2 600 kilojoule/mol
- III. El calor liberado es 2600 kilojoule/mol
- IV. La combustión del acetileno $C_2H_2(g)$ es un proceso exotérmico

Resolución:

I. Es verdadero, la energía de activación es:

$$E_a = \Delta H_{\text{(complejo activado)}}^{\circ} - \Delta H_{\text{(reactantes)}}^{\circ}$$

$$= 3200 - 100 = 3100 \text{ kJ/mol}$$

II. Es falso, porque la entalpía de los productos se puede despejar de

$$\underbrace{\Delta H_{\text{Reacción}}^{\circ}}_{+2600} = \Delta H_{\text{(Prod.)}}^{\circ} - \underbrace{\Delta H_{\text{(Reactante)}}^{\circ}}_{100}$$

$$\Rightarrow \Delta H_{\text{(prod)}} = 2700 \text{ kJ/mol}$$

III. Es falso, porque la entalpía de la reacción es positiva, por lo tanto es endotérmica y se absorbe calor.

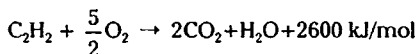
$$\Delta H^{\circ} = \Delta H_{\text{(Productos)}}^{\circ} - \Delta H_{\text{(Reactantes)}}^{\circ}$$

$$= 2700 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 100 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$= \oplus 2600 \text{ kJ/mol}$$

Significa que se absorben 2600 kilojoule por 1 mol-gramo de sustancia.

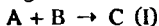
IV. Es verdadero, porque la combustión del acetileno C_2H_2 es la reacción inversa de la que está graficada, entonces la combustión es exotérmica



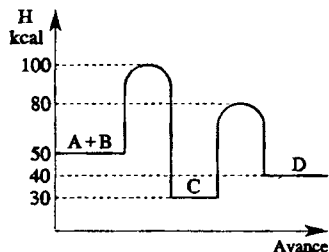
o también $\Delta H = -2600 \text{ kJ/mol}$

Problema 9

Un producto "D" se produce mediante las siguientes reacciones:



¿Qué enunciado es incorrecto?



- A) La reacción (I) es exotérmica
- B) El complejo activado de la reacción II posee una entalpía de 80 kcal/mol
- C) El proceso total es endotérmico
- D) La energía de activación de la reacción II es 50 kcal/mol
- E) La energía de activación en total es 100 kcal/mol

Resolución:

A) Es verdadero, porque la entalpía de reacción (I) es $A+B \rightarrow C$

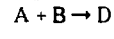
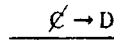
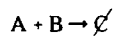
$$\Delta H_{\text{Reacción}}^{\circ} = \Delta H_{\text{(C)}}^{\circ} - \Delta H_{\text{(A+B)}}^{\circ}$$

$$= 30 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} - 50 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$$

$= \ominus 20 \text{ kcal/mol}$, es negativa por lo tanto se libera 20 kcal/mol

B) Es verdadero, en la reacción (II) el complejo activado o energía máxima está a 80 kcal/mol

C) Es falso, el proceso total es la suma de reacciones (I) y (II).



$$\Delta H_{\text{Reacción}}^{\circ} = \Delta H_{\text{(D)}}^{\circ} - \Delta H_{\text{(A+B)}}^{\circ}$$

$$= 40 - 50$$

$= \ominus 10 \text{ kcal/mol}$, es exotérmico

Rpta: I y IV

- D) Es verdadero, en la reacción II, la energía de activación es:

$$E.A. = \Delta H_{\text{Complejo activado}}^{\circ} - \Delta H_{\text{Reactante}}^{\circ}$$

$$= 80 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} - 30 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} = 50 \text{ kcal/mol}$$

- E) Es verdadero, porque en la reacción (I)

$$E.A. = \Delta H_{\text{Complejo activado}}^{\circ} - \Delta H_{\text{Reactante}}^{\circ}$$

$$= 100 - 50 = 50 \text{ kcal/mol}$$

En la reacción (II)

$$E.A. = \Delta H_{\text{C.A.}}^{\circ} - \Delta H_{\text{Reactante}}^{\circ}$$

$$= 80 - 30 = 50 \text{ kcal/mol}$$

En total la energía de activación es 100 kcal/mol

Rpta: C

Problema 10

Señale la reacción que es endotérmica

- A) $\text{NaOH}_{(\text{ac.})} + \text{HCl}_{(\text{ac.})} \rightarrow \text{NaCl}_{(\text{ac.})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- B) $\text{CH}_4_{(\text{g})} + \text{O}_2_{(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_2_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- C) $\text{CuO}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{O}_2_{(\text{g})}$
- D) $2\text{H}_2_{(\text{g})} + \text{O}_2_{(\text{g})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- E) $\text{N}_2_{(\text{g})} + 3\text{H}_2_{(\text{g})} \rightarrow 2\text{NH}_3_{(\text{g})}$

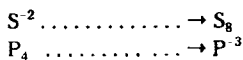
Resolución:

- A) Es una reacción de neutralización ácido-base, por lo cual es exotérmica.
- B) Es una reacción de combustión, también es exotérmica.
- C) Es la descomposición de un óxido metálico que en general requiere ser calentado a temperatura alta, por lo cual es endotérmica.
- D) y E) Son exotérmicas porque en general las reacciones de adición liberan calor.

Rpta: C

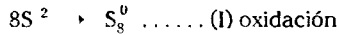
Problema 11

¿Completar las siguientes semireacciones de oxidación o reducción?

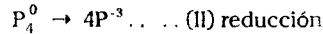


Resolución:

Comparamos los números de oxidación y balanceamos átomos



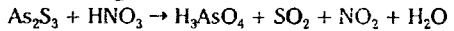
e⁻ perdidos = 8(0) - 8(-2) = 16



e⁻ ganados = 4(0) - 4(-3) = 12

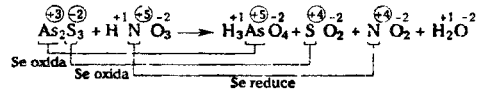
Problema 12

Balancear el siguiente proceso de óxido-reducción y dar la relación molar agente oxidante/agente reductor.



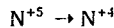
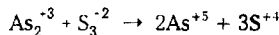
Resolución:

Evaluamos los estados de oxidación de cada átomo

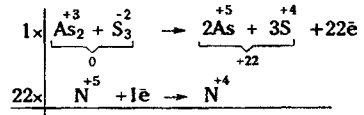


Se observa que el As⁺³ y el S⁻² se oxidan y solo el N⁺⁵ se reduce.

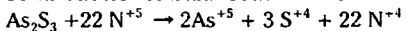
Procedemos a balancear las semireacciones, primero en átomos:



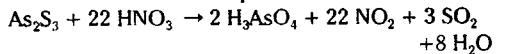
Balanceamos la carga de las semireacciones



Luego de igualar número de electrones ganados y perdidos, finalmente sumando las semireacciones balanceadas tenemos:



Llevando los coeficientes a la ecuación original y terminando el balance por tanteo tenemos:

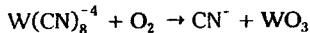


Se pide la relación molar o de sus coeficientes de:

$\frac{\text{Agente oxidante}(\text{HNO}_3)}{\text{Agente reductor}(\text{As}_2\text{S}_3)} = \frac{22}{1}$

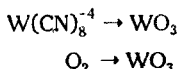
Problema 15

Luego de balancear la siguiente reacción en medio ácido ¿Cuántas moles de oxígeno molecular se consumen por 2 moles del ion cianuro:

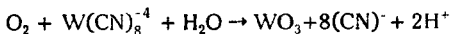
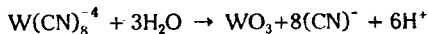


Resolución:

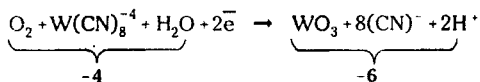
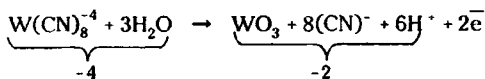
Planteamos las semireacciones de oxidación y de reducción:



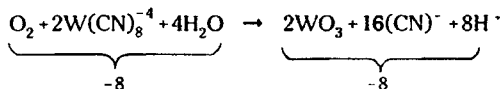
Balanceamos los átomos en cada semireacción



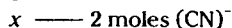
Luego balanceamos la carga y sumamos las 2 semireacciones



Sumando:



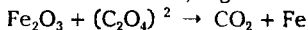
Se observa que:



$$\Rightarrow x = 0,125 \text{ moles } O_2$$

Problema 16

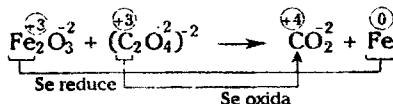
Con la catáfila de la cebolla se puede limpiar el óxido férrico (Fe₂O₃) que se forma en los utensilios de cocina hechos de metal (cuchillos, cucharas, etc). Esto es debido al oxalato de calcio presente en la cebolla que puede reducir al ion Fe⁺³ del óxido, según:



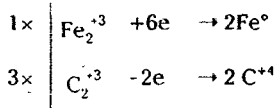
Esta reacción se realiza adicionando unas gotas de limón. Indique la suma de coeficientes de los reactantes.

Resolución:

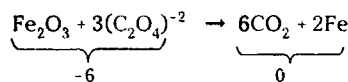
La reacción ocurre en medio ácido (la acidez lo proporciona el limón). Para el balance ion-electrón utilizaremos un procedimiento que implica recurrir a un pequeño artificio (sólo al final completamos con iones H⁺ y moléculas de H₂O buscando la igualdad de cargas en ambos lados de la ecuación)



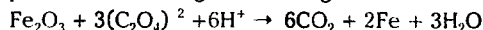
Las semireacciones balanceadas son:



Llevando los coeficientes a la ecuación original



Sumamos al final 6 iones H⁺ a la izquierda para igualar la carga y 3 moléculas de H₂O a la derecha para balancear oxígeno e hidrógeno.



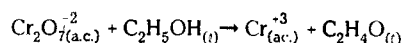
Se pide:

$$\Sigma \text{ Coeficientes reactantes} = 1 + 3 + 6 = 10$$

Problemas 17

Para comprobar si una persona conduce su automóvil en estado de ebriedad, se analiza el aliento de la persona, el proceso se basa en la oxidación del alcohol etílico en acetaldehído mediante la adición del dicromato de potasio (anaranjado), el cuál se reduce a ion Cr⁺³ (verde). La aparición del color verde, indica que el alcohol en el aliento excede el límite legal.

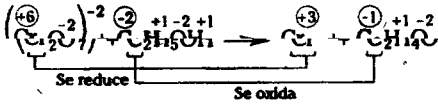
Balancear en medio ácido la respectiva ecuación iónica e indique el número de moles de electrones transferidos por cada mol del agente oxidante



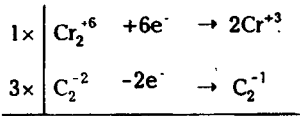


Resolución:

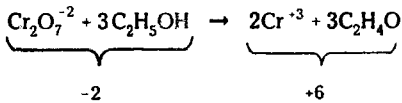
Vamos a realizar el balance siguiendo un procedimiento que requiere también de un pequeño artificio.



Las semireacciones balanceadas son:



Sumando y reemplazando los coeficientes en la ecuación original tenemos:



Sumamos 8 iones H^+ a la izquierda para balancear la carga y luego sumamos 7 moléculas de H_2O a la derecha para balancear el oxígeno y el hidrógeno.

$1 \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 8\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{C}_2\text{H}_4\text{O} + 7\text{H}_2\text{O}$
 el oxidante es el ion dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Según la ecuación balanceada, por 1 mol de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se transfiere 6 moles de e^- , que son los electrones que balancean la ecuación.

Problema 18

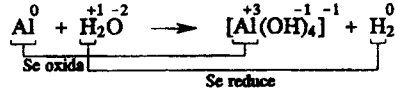
El producto usado como desatorador de caños "Drano" esta formado de una mezcla de limaduras de aluminio con soda cáustica sólida (NaOH), esta se disuelve fácilmente en el H_2O desprendiendo calor, el aluminio reduce al agua en la solución básica para producir iones $\text{Al}(\text{OH})_4^-$ e hidrógeno gaseoso que burbujea.

Indique la relación ponderal: agente oxidante/forma oxidada en la reacción:

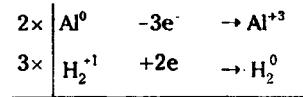


Resolución:

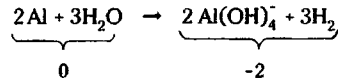
Para balancear la ecuación en medio básico, también seguiremos un procedimiento que requiere un pequeño artificio (en la ecuación final la carga lo balanceamos con OH^-)



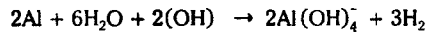
Las semireacciones balanceadas son:



Sumamos y los coeficientes así hallados, lo reemplazamos en la ecuación original.



Sumamos 2 iones $(\text{OH})^-$ a la izquierda para el balance de carga y 3 moléculas de H_2O también a la izquierda para el balance de oxígeno e hidrógeno.



La relación molar es:

$$\frac{\text{Agente oxidante}(\text{H}_2\text{O})}{\text{Forma oxidada}(\text{Al}(\text{OH})_4^-)} = \frac{6}{2} = 3$$

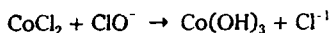
La relación ponderal o de pesos, será:

$$\frac{3 \times \overline{M}_{\text{H}_2\text{O}}}{1 \times \overline{M}_{\text{Al}(\text{OH})_4^-}} = \frac{3 \times 18\text{g}}{95\text{g}} = \frac{54}{95}$$

Se debe recordar que el peso de una especie lo hallamos así: $W = n \overline{M}$

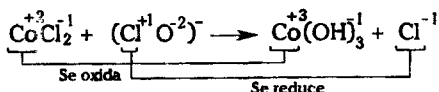
Problema 19

Balancear en medio alcalino la siguiente ecuación iónica e indique la suma de coeficientes de la ecuación

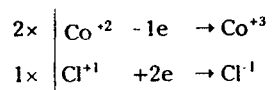


Resolución:

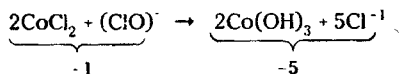
Siguiendo un procedimiento idéntico que el anterior, tenemos:



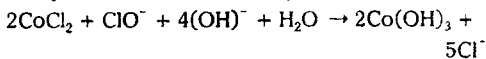
Las semireacciones balanceadas son:



La ecuación original será:



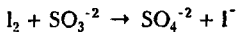
Observese que se han sumado 4 iones Cl⁻ a la derecha para balancear los que no se han reducido. Luego se suma 4 iones (OH)⁻ a la izquierda para balancear la carga y finalmente 1 molécula de H₂O también en la izquierda para completar el balance de oxígeno e hidrógeno.



$$\Sigma \text{Coeficientes} = 2 + 1 + 4 + 1 + 2 + 5 = 15$$

Problema 20

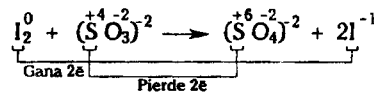
El alcohol yodado mancha la ropa con el I_{2(s)} cuando está disuelto en KI alcohólica, ésta se puede limpiar sin usar detergente con una solución de sulfitos (SO₃)⁻² que lo reduce a ion I⁻ en medio básico, según la ecuación:



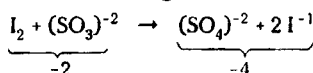
Indique el número de electrones por cada 10 moles de I₂ reducido.

Resolución:

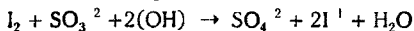
Siguiendo un procedimiento similar a los anteriores, tenemos:



La ecuación original balanceada en átomos es:



Sumamos 2 iones (OH)⁻ a la izquierda y 1 molécula de H₂O a la derecha



Según la ecuación se transfiere 2 moles de e por 1 mol de I₂, luego para 10 moles de I₂ se transferirá **20 moles de electrones**.

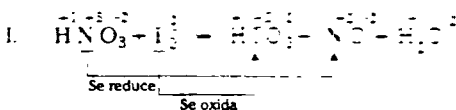
Problema 21

Clasificar a las siguientes reacciones, según el tipo de reacción redox.

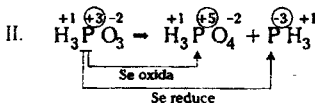
- I. HNO₃ + I₂ → HIO₃ + NO + H₂O
- II. H₃PO₃ → H₃PO₄ + PH₂
- III. CH₄ + O₂ → CO₂ + H₂O
- IV. (NH₄)₂CO₃ → N₂ + CO₂ + H₂O

Resolución

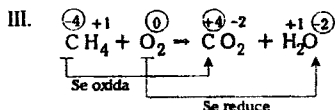
Aplicamos las reglas de los estados de oxidación



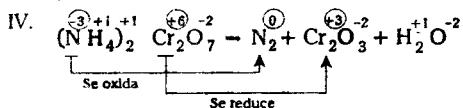
Se oxida y se reduce elementos diferentes que pertenecen a moléculas reactantes diferentes, esto corresponde a un **redox intermolecular**.



Un solo elemento se oxida y se reduce, esto corresponde a un **redox de dismutación**



Se oxida y se reduce elementos diferentes que corresponden a moléculas diferentes por lo tanto es **redox intermolecular**



Se oxida y se reduce elemento diferentes que pertenecen a un sólo reactante, esto es **redox intramolecular**.

Problema 22

Balancear en medio ácido:

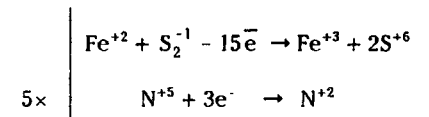


e indique que proposición es verdadera (V) o falsa (F)

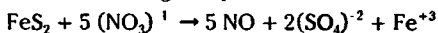
- I. Se ha transferido 15 electrones
- II. El coeficiente del agente oxidante es 3
- III. La suma de coeficientes de las formas oxidadas es 3
- IV. El disulfuro de hierro es agente reductor.

Resolución:

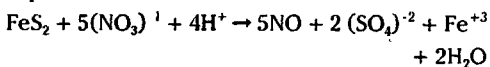
Balanceamos las semireacciones:



La ecuación original quedaría así:



Sumamos 2 moléculas de H₂O en el lado derecho, porque faltan 2 átomos de oxígeno y completamos sumando 4 iones H⁺ en el lado izquierdo.

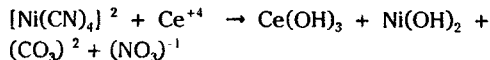


Analizando las proposiciones tenemos:

- I. Verdadero, porque el número total de electrones perdidos (15) es igual al total de electrones ganados.
- II. Falso, porque el coeficiente del ion (NO₃)⁻¹ es 5
- III. Verdadero, porque el coeficiente del ion (SO₄)⁻² es 2 y del ion Fe⁺³ es 1
- IV. Verdadero, porque el Fe y el S se oxidan

Problema 23

Luego de balancear por el método ion-electrón, la siguiente reacción que se lleva a cabo en solución alcalina.

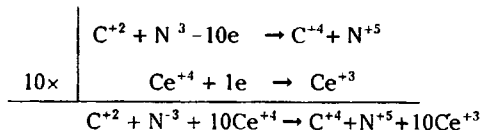


¿Cuál es el número de moles de forma oxidada del nitrógeno que se produce por cada mol del agente oxidante?

Resolución:

Empleamos el método de los números de oxidación para balancear la primera parte por redox.

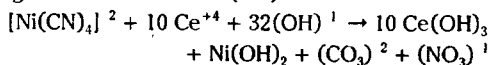
Balanceamos las semireacciones:



Estos coeficientes se llevan a la ecuación original

$$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} + 10\text{Ce}^{+4} \rightarrow 10\text{Ce}(\text{OH})_3 + \text{Ni}(\text{OH})_2 + (\text{CO}_3)^{-2} + (\text{NO}_3)^{-1}$$

La presencia de iones (OH)⁻¹ impide un balance directo en medio alcalino, por lo que primero igualaremos los iones (OH)⁻¹

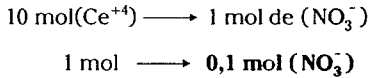


Sumamos 6 moléculas de H₂O en el lado derecho, porque había un exceso de 6 átomos de oxígeno.

Luego adicionamos el doble en número de iones (OH)⁻¹, es decir 12 iones (OH)⁻¹ en el lado izquierdo y con los 32(OH)⁻¹ hacen un total de 44(OH)⁻¹

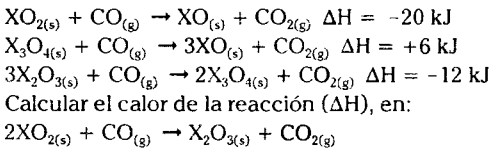
$$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} + 10\text{Ce}^{+4} + 44(\text{OH})^{-1} \rightarrow 10 \text{Ce}(\text{OH})_3 + \text{Ni}(\text{OH})_2 + (\text{CO}_3)^{2-} + (\text{NO}_3)^{-1} + 6 \text{H}_2\text{O}$$

Se observa que:



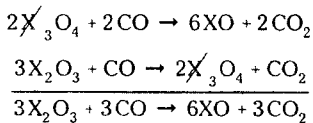
Problema 24

Conociendo el calor de reacción en los siguientes procesos:



Resolución:

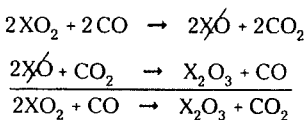
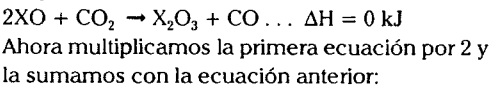
Para eliminar X₃O₄ multiplicamos la segunda ecuación por 2 y luego le sumamos la tercera ecuación.



$$\Delta H = (+6 \text{ kJ})2 + (-12 \text{ kJ})$$

$$\Delta H = 0 \text{ kJ}$$

Invertimos esta última ecuación y la simplificamos:



$$\Delta H = (-20 \text{ kJ}) (2) + 0 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -40 \text{ kJ}$$

Problema 25

Treinta gramos de gas natural esta formado por 80 en peso de metano CH_{4(g)} y 20 % en peso de etano C₂H_{6(g)}. luego de ser combustionado completamente. ¿Qué masa de hielo H₂O_(s) se convertirá en agua líquida a 60°C?

$$\Delta H_{\text{combustión}}^\circ \text{CH}_4 = 889,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{combustión}}^\circ \text{C}_2\text{H}_6 = 1558,4 \text{ kJ/mol}$$

$$C.E._{\text{H}_2\text{O}} = 4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}}$$

$$\Delta H_{\text{fusión}} \text{H}_2\text{O} = 6,02 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Resolución:

La masa de cada gas en la mezcla es:

$$W_{\text{CH}_4} = \frac{80}{100} \times 30 \text{ g} = 24 \text{ g}$$

$$W_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{20}{100} \times 30 \text{ g} = 6 \text{ g}$$

$$\Rightarrow n_{\text{CH}_4} = \frac{24 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1,5 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow n_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{6 \text{ g}}{30 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol}$$

El calor total en la combustión de la mezcla es:

$$\Delta H_C = (889,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}})(1,5 \text{ mol}) + (1558,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}})(0,2 \text{ mol})$$

$$= 1645 \text{ kJ}$$

El calor necesario para que el hielo a 0°C, primero se funda y luego se caliente hasta 60°C es:

$$\Delta H_{\text{total}} = \left(6,02 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) \left(\frac{x}{18} \text{ mol}\right) + \left(4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}}\right) \left(\frac{x}{1000} \text{ kg}\right) (60 - 0)^\circ\text{C} = 0,585x \text{ kJ}$$

Igualando: 1645,93 = 0,585 x

$x = 2813,5 \text{ g}$, es decir 2,8 kilogramos de hielo

PROBLEMAS PROPUESTOS

¿Cuál(es) de los siguientes fenómenos observados en un experimento indica(n) la ocurrencia de una reacción química?

- I. La formación de burbujas
- II. La formación de un precipitado
- III. El cambio de estado físico de las sustancias
- IV. El cambio de color en las sustancias

- A) Todas B) I, II C) II y IV
D) III, I E) I, II, IV

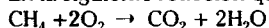
Correlacionar número y letra correctamente:

- I. $C + O_2 \rightarrow CO_2$
- II. $2NH_3 \rightarrow N_2 + 3H_2$
- III. $H_2 + AgCl \rightarrow Ag + HCl$
- IV. $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

- a) Desplazamiento simple
- b) Combinación
- c) Descomposición
- d) Desplazamiento doble o metátesis

- A) Ib, IIc, IIIa, IVd
B) Ia, IIb, IIIc, IVd
C) Ib, IIc, IIIa, IVc
D) Ia, IIc, IIIc, IVb
E) Ic, IIb, IIIc, IVa

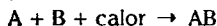
En la siguiente reacción química:



No se puede concluir:

- A) Es una reacción de combustión completa.
- B) Es una reacción exotérmica.
- C) Es una reacción de desplazamiento simple.
- D) La entalpía de la reacción es negativa.
- E) Aumenta la temperatura del medio donde se lleva a cabo.

Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas con respecto a la siguiente reacción:



- I. Es una reacción exotérmica.
- II. Se ha utilizado un catalizador.

III. Es una reacción de desplazamiento simple.

IV. La reacción de formación del agua a partir de sus elementos sería un ejemplo de ello.

- A) Sólo IV B) I, III, IV C) I, III
D) II, III E) I, II

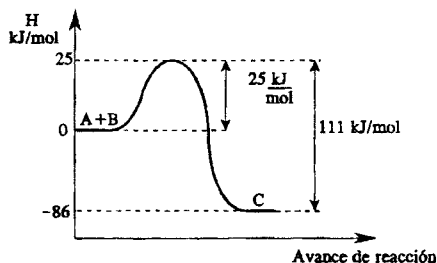
5. Una reacción química tiene lugar dentro de un tubo de ensayo y se manifiesta por una elevación de la temperatura, medida en un termómetro previamente introducido. Se puede afirmar entonces:

- A) Es una reacción endotérmica.
- B) Es un proceso en la que el calor ganado puede considerarse positiva.
- C) Es un proceso en la que la entalpía de la reacción es negativa
- D) La cantidad de calor debe considerarse invariable en el sistema.
- E) Es una reacción con entalpía positiva.

6. Luego de hacer reaccionar sulfuro de sodio acuoso y sulfato de cobre (II) acuoso ¿Cuál es el precipitado que se forma?

- A) sulfato de sodio.
- B) óxido de cobre (II).
- C) tiosulfato de sodio.
- D) bisulfuro de cobre (II)
- E) sulfuro cúprico

7. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta para una reacción que se representa según el siguiente esquema?

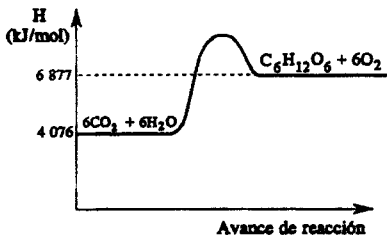


- A) La energía de activación de la reacción directa es 111 kJ/mol
- B) La entalpía de la reacción directa es -111 kJ/mol
- C) La entalpía de la reacción inversa es -86 kJ/mol
- D) La energía de activación de la reacción inversa es -111 kJ/mol
- E) El estado de transición (estado activado) de la reacción directa es la misma que el de la reacción inversa.

Las plantas realizan un proceso fundamental para su crecimiento y desarrollo que es la fotosíntesis, cuya reacción química puede escribirse así

$$6 \text{CO}_{2(g)} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)} + 6 \text{O}_{2(g)}$$

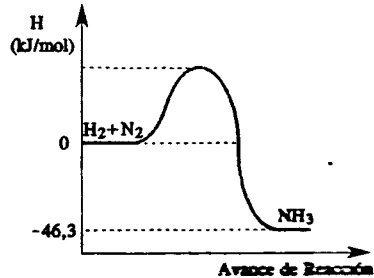
y su gráfico de entalpía vs. avance de la reacción, es:



Determine:

- a) El calor de la reacción o entalpía de reacción standard (ΔH°) en kJ por mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - b) Si los rayos solares intervienen en la información de aproximadamente 700 petagramos (1 Pg = 10^{15} gramos) de glucosa anuales en la tierra. ¿Cuántos kilojoules de energía calorífica son absorbidos?
- A) $5,6 \times 10^3$; $3,5 \times 10^{15}$
 - B) $1,4 \times 10^3$; $2,6 \times 10^9$
 - C) $3,6 \times 10^3$; $4,36 \times 10^9$
 - D) $2,8 \times 10^3$; $1,09 \times 10^{19}$
 - E) $5,6 \times 10^{13}$; $1,09 \times 10^{14}$

- 9. La reacción de síntesis del amoníaco, se representa según la siguiente gráfica:

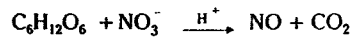


Señale la(s) proposición (es) correcta(s)

- I. Por cada 2 moles de N_2 se liberan 185,2 kJ
- II. Es un proceso endotérmico
- III. En el estado activado se forman las primeras moléculas del amoníaco
- IV. Por cada 10 g de H_2 se liberan 154,8 kJ de energía.

- A) I, III, IV B) II, IV C) III
- D) Todas E) I y III

- 10. Luego de balancear la siguiente reacción, señalar la suma de coeficientes de las especies que no se ionizan en agua



- A) 12 B) 10 C) 13
- D) 18 E) 15

- 11. Para la siguiente reacción redox:
 $\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{AsH}_3 + \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 Indicar verdadero o falso según corresponda

- I. Se han transferido 8 mol de electrones por cada mol de agente oxidante.
- II. Es una reacción de dismutación.
- III. Se producen 4 mol de agua por mol de agente oxidante.

- A) FVV B) VVV C) VFF
- D) VFV E) VFV



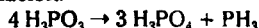
12. Indique la veracidad o falsedad de cada proposición respecto a las reacciones redox:

I. La sustancia que se reduce transfiere electrones al que se oxida.

II. En la reducción se pierde electrones para que aumente el estado de oxidación.

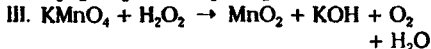
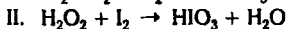
III. Los iones: Cl^- , MnO_4^- , NO_3^- pueden utilizarse como agentes reductores

IV. La siguiente reacción es de dismutación:



- A) FFFV B) FFFV C) VFFV
D) VVFV E) FVFV

13. Según las siguientes reacciones:



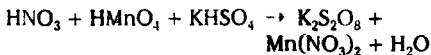
Indique qué sustancias son capaces de manifestar tanto propiedades oxidantes como reductoras.

- A) I_2 y H_2O B) H_2O_2 y KMnO_4
C) Solo Cl_2
D) H_2O_2 y Cl_2 E) Cl_2 y I_2

14. Balancear la siguiente ecuación e indicar la relación molar:

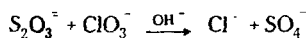
Agente reductor

Agente oxidante



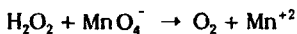
- A) 10 B) 5 C) 2
D) 1/2 E) 4

15. En la siguiente ecuación. ¿Cuántas moles de forma oxidada se produce por cada 2 moles de agente oxidante?



- A) 1 B) 5 C) 2
D) 3 E) 6

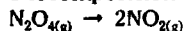
16. ¿Cuál es la suma de coeficiente luego de balancear la siguiente ecuación?



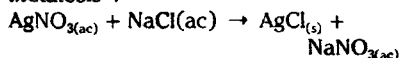
- A) 14 B) 16 C) 10
D) 28 E) 15

17. Marque lo incorrecto, acerca de los tipos de reacciones químicas

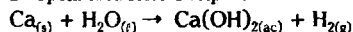
A) Descomposición :



B) Metátesis :



C) Desplazamiento simple:



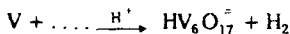
D) Adición:



E) No redox :

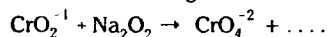


18. Si un foquito necesita un flujo electrónico de 15 moles de electrones por segundo. ¿Cuánto tiempo permanecería encendido, aprovechando el siguiente proceso REDOX, por consumo de 12 moles de vanadio metálico?



- A) 16 s B) 4 s C) 2 s
D) 1 s E) 20 s

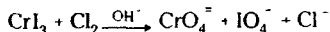
19. Igualar por el método ion electrón en medio básico la siguiente ecuación:



Luego, determinar la cantidad de moléculas de agua por cada 10 moles de agente reductor

- A) $14 N_A$ B) $5 N_A$ C) $30 N_A$
D) $60 N_A$ E) $10 N_A$

20. Al balancear la siguiente reacción:



Hallar la suma de los coeficientes del agente reductor y la forma reducida.

- A) 56 B) 60 C) 7
D) 8 E) 9

21. Escribir la ecuación química balanceada de la oxidación del benzaldehído ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$) a ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) por acción del dicromato de sodio en ácido sulfúrico acuoso, teniendo en cuenta que durante el proceso el dicromato pasa a ion cromo (+3). Indique la suma de coeficientes

- A) 12 B) 15 C) 17
D) 21 E) 25

22. Prediga los precipitados que se forman en las siguientes reacciones de metátesis

- I. $\text{BaCl}_{2(\text{ac.})} + \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{ac.})} \dots\dots$
II. $\text{CuSO}_{4(\text{ac.})} + \text{Na}_2\text{S}_{(\text{ac.})} \dots\dots$
III. $\text{Na}(\text{OH})_{(\text{ac.})} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_{3(\text{ac.})} \dots\dots$

- A) NaCl , Na_2SO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
B) NaCl , CuS , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
C) BaSO_4 , CuS , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
D) BaSO_4 , CuS , NaNO_3
E) BaSO_4 , Na_2SO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$

23. A partir de la reacción de combustión completa de la gasolina (asumiendo que es isooctano puro, C_8H_{18}), determine:

- a) El calor de la reacción en kJ por 1 mol de combustible
 $2 \text{C}_8\text{H}_{18(\text{g})} + 25 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 16 \text{CO}_{2(\text{g})} + 18\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

Teriando en cuenta los siguientes datos de calores de formación

CO_2	- 393.5 kJ/mol
H_2O	- 286 kJ/mol
C_8H_{18}	250 kJ/mol

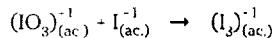
b) ¿Que volumen en ml de $\text{C}_8\text{H}_{18(\text{g})}$ a C.N. se requiere para calentar 100 gramos de H_2O de 20°C a 80°C ?

- A) -3.22×10^4 ; 47
B) -1.52×10^3 ; 62
C) -6.33×10^4 ; 71
D) -5.97×10^3 ; 94
E) 2.45×10^3 ; 25

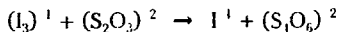
24. El tetróxido de diyodo, I_2O_4 , reacciona con hidróxido de sodio produciéndose yodato sódico, yoduro de sodio, agua y O_2 molecular. Luego de escribir la ecuación química no podemos afirmar que :

- A) Uno de los elementos se oxida y se reduce
B) El NaIO_3 no es la única forma oxidada
C) Es una reacción redox intramolecular
D) No constituye una dismutación
E) El I_2O_4 solo actúa como agente reductor

25. El ion triyoduro en solución se obtiene por reacción del yodato y del ion yoduro en medio ácido.



Luego para determinar la cantidad de triyoduro producido se le hace reaccionar con tiosulfato de sodio en solución y los nuevos productos son ion yoduro e ion tetratosulfonato.



A partir de estas reacciones determine

- I. El número de moles de ion triyoduro producidos por 1 mol de agente oxidante en la primera reacción
II. El número de moles de ion tetratosulfonato producidos por 1 mol de agente reductor, en la segunda reacción

- A) 9; 3 B) 24; 3 C) 18; 3
D) 24; 0,5 E) 3; 0,5

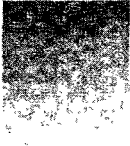
CLAVES

Capítulo

XV

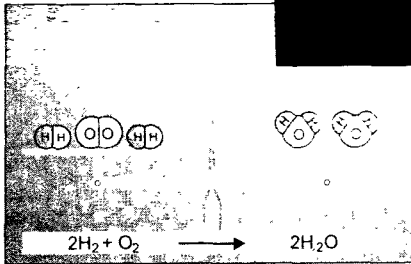
- | | |
|-------|-------|
| 01. E | 14. B |
| 02. A | 15. D |
| 03. C | 16. D |
| 04. A | 17. E |
| 05. C | 18. B |
| 06. E | 19. E |
| 07. E | 20. C |
| 08. D | 21. C |
| 09. D | 22. C |
| 10. E | 23. D |
| 11. E | 24. E |
| 12. B | 25. E |
| 13. D | |





Estequiometría

XVI CAPÍTULO



B.



C.

- A. **Antoine Laurent Lavoisier** (1743 - 1794), científico francés, es considerado como el padre de la química moderna y uno de los mas grandes científicos de la historia. Entre sus contribuciones a la química figuran la explicación de la combustión de las sustancias, demostración clara de que el aire es una mezcla, descubrimiento de la ley de conservación de la masa, el uso riguroso de la balanza en análisis cuantitativo, etc. con lo que puso los cimientos de los métodos empleados en la química moderna.
- B. Una balanza hipotética, demuestra esquemáticamente la ley de conservación de masa en la síntesis del H_2O . Esta ley es imprescindible en todos los cálculos basados en ecuaciones químicas porque en toda reacción química los átomos permanecen indivisibles.
- C. Una planta industrial de amoniaco (NH_3), donde se lleva a cabo la siguiente reacción: $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \xrightarrow[500 \text{ atm.}]{\text{Fe}, 450^\circ \text{C}} 2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{calor}$
El Ingeniero químico, encargado del control de procesos, tiene muy en cuenta la ley de conservación de masa (balance de masa) y de la energía (balance de energía), principalmente.

ESTEQUIOMETRÍA

OBJETIVOS

- Realizar un análisis de las leyes de la combinación química para elementos para luego hacerlo extensivo a los compuestos en base a los coeficientes de la ecuación química balanceada.
- Entender el grado de pureza de una muestra química y cómo evaluar el reactivo limitante y el reactivo en exceso.
- Ser capaz de realizar cálculos en cuanto a cantidades de sustancias (moles, masas y volúmenes)
- Entender el rendimiento real y el rendimiento teórico y con ello, la eficiencia o porcentaje de rendimiento para obtener un determinado producto.

INTRODUCCIÓN

El término estequiometría proviene de las voces griegas STOICHEION (Elemento) y METRON (Medida): por lo tanto significa realizar cálculos o medida de cantidades de elementos en la formación de compuestos. Esta afirmación es correcta puesto que las leyes estequiométricas se basan en la conservación de cantidades de los elementos en las combinaciones químicas. Así la medida de las cantidades pueden ser no sólo de elementos sino también de sustancias compuestas.

Un aspecto fundamental de la estequiometría es que cuando se conoce la cantidad de una sustancia que toma parte en una reacción química y se tiene la ecuación química balanceada, se puede establecer las cantidades de los otros reactivos y de los productos.

Debido a ello, la estequiometría se utiliza de manera rutinaria en los cálculos básicos dentro del análisis químico cuantitativo y durante la producción de todas las sustancias químicas que se utilizan la industria o que empleamos de manera cotidiana.



Una planta industrial de ácido sulfúrico. en toda transformación química se tiene en cuenta la ley de conservación de masa y los cálculos estequiométricos.

DEFINICIÓN

La estequiometría es aquella parte de la Química que nos enseña a realizar cálculos de las cantidades de las sustancias químicas puras (simples o compuestas) que participan en las reacciones químicas, en base a las leyes experimentales que gobiernan a éstas.

PRINCIPALES RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

1. **Ponderal (relación masa- masa).** Se realiza en base a leyes ponderales y la relación molar en la ecuación balanceada.
2. **Volumétrica (relación volumen- volumen).** Se realiza sólo para sustancias gaseosas, en base a la ley de combinación de volúmenes.
3. **Masa- Volumen.** Consiste en una simple relación de moles (y por lo tanto la masa) de una sustancia con el volumen de una sustancia gaseosa a cierta presión y temperatura.

LEYES DE LA COMBINACIÓN QUÍMICA

LEYES PONDERALES

1. Ley de conservación de la masa

Fue planteada por el químico Francés Antoine Lavoisier en 1789, considerado el padre de la química moderna, pues con él surge la química experimental, ya que daba importancia a experimentos cuidadosamente controlados y el empleo de mediciones cuantitativas (especialmente la masa, con el uso de la balanza). Además de estos aportes, Lavoisier logró explicar el fenómeno de la combustión, descartando por completo la teoría del flogisto, demostración clara de que el aire es una mezcla; creó las bases de la nomenclatura química, etc.

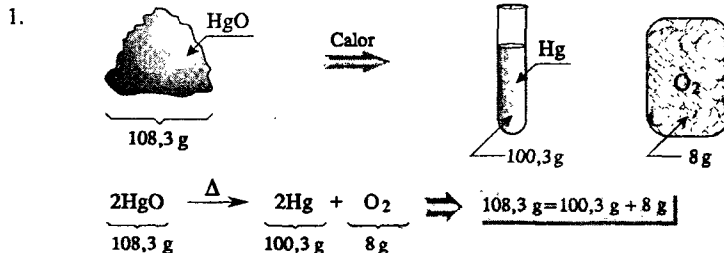
En toda reacción química, la suma de las masas de las sustancias reaccionantes que se transforman es exactamente igual a la suma de las masas de las nuevas sustancias formadas o productos; por lo tanto, la masa no se crea ni se destruye solamente se transforma.

La ley de conservación de masa, para una **reacción completa** (reacción irreversible) puede generalizarse de la siguiente manera:

$$\Sigma \text{ masa}(\text{reactantes}) = \Sigma \text{ masa}(\text{productos})$$

La masa de las sustancias reactantes se refiere a la cantidad totalmente transformada a productos (o resultantes), es decir, sin considerar la cantidad en exceso que queda al finalizar la reacción.

A continuación algunos hechos experimentales que sirven de base a esta Ley:

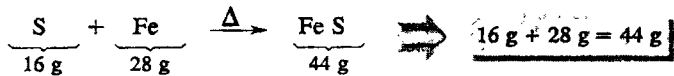


2. Luego de mezclar 28 g de limaduras de hierro y 16 g de Azufre en polvo, y someter a un proceso de calentamiento, se obtuvo 44 g de Sulfuro Ferroso (FeS).



A alta temperatura, el azufre en polvo y las limaduras de hierro reaccionan vigorosamente para formar un sólido negrozco llamado sulfuro ferroso (FeS).

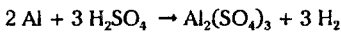
Mediante una ecuación química lo representamos así:



Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

En base a la siguiente ecuación química balanceada:

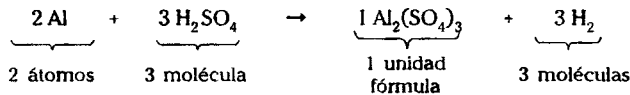


Utilizando los conceptos mol, peso atómico y peso molecular, comprobar la validez de la Ley de Lavoisier.

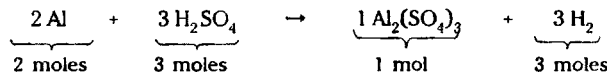
Resolución:

Los coeficientes nos indican:

- a) **A nivel de partículas submicroscópicas**, el número de átomos o números de unidades fórmula (o moléculas), así:

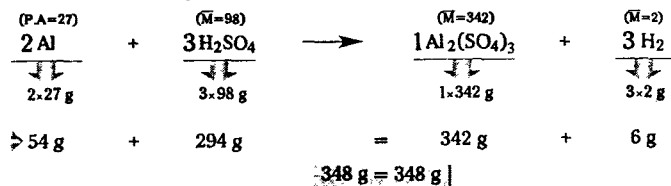


- b) **A nivel macroscópico**, el número de moles de átomos (número de átomos gramos) o el número de moles de moléculas (número de mol-gramos), según sea el tipo de sustancia química, así:



Para pasar de moles (n) a masa o peso en gramos, se emplean: $W = n \times \text{P.A.}$ ó $W = n \times \overline{M}$ para moles de átomos y moles de moléculas, respectivamente.

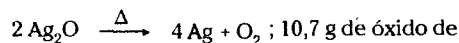
Interpretando a nivel macroscópico tenemos:



Observamos que se cumple la ley de conservación de masa.

Ejemplo 2

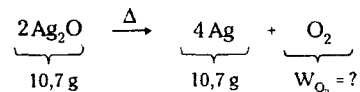
Según la reacción química:



plata (Ag_2O) se descomponen formando 10,0 g de plata (Ag), ¿qué peso de oxígeno se formará?

Resolución:

Aplicamos Ley de Lavoisier:



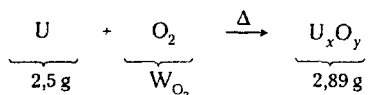
$$10,7 \text{ g} = 10,0 \text{ g} + W_{\text{O}_2} \Rightarrow \boxed{W_{\text{O}_2} = 0,7 \text{ g}}$$

Ejemplo 3

Una muestra de uranio puro cuya peso es de 2,5 g, se calentó al aire libre. El peso de óxido formado fue de 2,89 g. ¿Con qué peso de oxígeno del aire se combinó el uranio?

Resolución:

Según datos, podemos representar el fenómeno químico, según la siguiente ecuación (sin balancear)



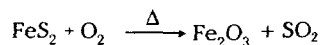
Por Lavoisier: $2,5 \text{ g} + W_{\text{O}_2} = 2,89 \text{ g}$

$$\Rightarrow \boxed{W_{\text{O}_2} = 0,39 \text{ g}}$$

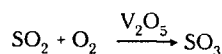
Ejemplo 4

Uno de los métodos para fabricar ácido sulfúrico (H_2SO_4) se fundamenta en las siguientes reacciones químicas:

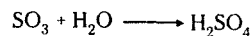
tostación de pirita



Oxidación catalítica de SO_2



Hidrólisis de SO_3



A partir de 240 g de pirita pura (FeS_2), ¿qué peso de ácido sulfúrico se obtendrá teóricamente?

P.A. (u.m.a): Fe = 56, S = 32, O = 16, H = 1

Resolución:

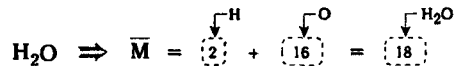
Analizando las 3 reacciones químicas, llegamos a la siguiente conclusión: todo el azufre (S) que ingresa formando FeS_2 , sale formando SO_2 (1ra. reacción), de ésta, pasa a formar SO_3 (2da. reacción).

Relación constante de masas:

$$\frac{W_{\text{Na}}}{W_{\text{Cl}_2}} = \frac{46\text{g}}{71\text{g}} = \frac{23}{35,5}$$

Dado que los elementos se combinan en proporciones definidas, entonces los compuestos deberán tener COMPOSICIÓN EN MASA CONSTANTE. Por lo tanto, la relación constante de Proust y el porcentaje en masa de cada elemento (composición centesimal) se puede establecer solamente de la fórmula del compuesto.

La relación de masas de hidrógeno y de oxígeno en la formación del agua, obtenido en el ejemplo 1, también podemos obtener solamente a partir de la fórmula del agua:



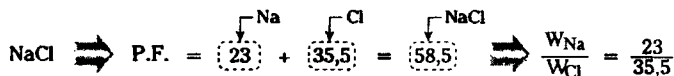
$$\frac{W_{\text{H}_2}}{W_{\text{O}_2}} = \frac{2}{16} = \frac{1}{8} \leftarrow \text{Relación constante de Proust}$$

La composición centesimal de cada elemento es:

$$\% W_{\text{H}_2} = \frac{2}{18} \times 100 = 11,11 \% ; \% W_{\text{O}_2} = \frac{16}{18} \times 100 = 88,89 \%$$

Por lo tanto, en el agua pura, siempre el 11,11 % representará la masa de hidrógeno y el 88,89% corresponde a la masa de oxígeno, independientemente de cuál sea la fuente natural de donde se le extrae (río, mar, lluvia, etc) o cuál sea el método de síntesis.

En forma similar la relación constante de masas de sodio y de cloro hallado en el ejemplo 2, también podemos hallar utilizando solamente la fórmula de la sal:



El porcentaje en masa o composición centesimal será:

$$\% W_{\text{Na}} = \frac{23}{58,5} \times 100 = 39,3 \% ; \% W_{\text{Cl}} = \frac{35,5}{58,5} \times 100 = 60,7 \%$$

En forma análoga a lo observado en el H_2O , cualquiera que sea el modo de sintetizar la sal (NaCl) u obtenerla de su fuente natural (roca, mar, etc.), siempre el 39,3 % en masa será para el elemento sodio y el 60,7 % en masa será para el cloro.

¿Qué ocurre si las masas de los elementos no intervienen en la misma relación de Proust o relación estequiométrica?

Entonces una cierta masa de algún elemento dejará de combinarse o reaccionar. A este elemento se llama **REACTIVO EN EXCESO (R.E.)**. Ilustremos este caso con dos ejemplos.

Finalmente todo el SO_3 se convierte en H_2SO_4 (3ra. reacción), por lo tanto el peso de S en sulfuro ferroso (FeS) es el mismo que se encuentra en el H_2SO_4 según la ley de conservación de masa.

Primero calcularemos el peso de azufre en 240 g de FeS_2 : $\text{PF}_{\text{FeS}_2} = 56 + 64 = 120$

En 120 g de FeS_2 hay 64 g de S

En 240 g de FeS_2 hay W_s

Efectuando obtenemos: $W_s = 128$ g

Finalmente calculamos el peso de ácido sulfúrico que contiene 128 g de azufre (S)

$$\bar{M}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 + 32 + 64 = 98$$

32 g de S hay en 98 g de H_2SO_4

128 g de S hay en 128 g de S

Efectuando obtenemos el peso deseado:

$$W_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 392 \text{ g}$$

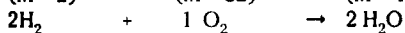
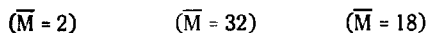
Ley de composición constante (o Proporciones Definidas)

Fue enunciado por el químico francés Joseph L. Proust (1799) y establece lo siguiente.

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en una relación o proporción en masa fija o invariable.

Ejemplo 1

En la síntesis del agua:



2mol-g — 1mol-g — 2mol-g = Relación molar

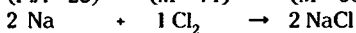
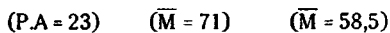
4 g — 32 g — 36 g = Relación de masas

La relación constante y fija entre las masas de H_2 y O_2 para formar H_2O es: $\frac{W_{\text{H}_2}}{W_{\text{O}_2}} = \frac{4 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{1}{8}$

Esta relación nos indica, que cuando el hidrógeno y oxígeno reaccionan para formar agua siempre la masa de oxígeno es 8 veces mayor que la masa de hidrógeno, independientemente de las condiciones en que se lleva a cabo la reacción química.

Ejemplo 2

En la síntesis de la sal común (NaCl)



2 moles — 1mol — 2 moles = Relación molar

46 g — 71 g — 117 g = Relación de masas

Ejemplo 1

Disponiendo de 10 g de H₂ y 85 g de O₂, ¿qué masa de H₂O se obtiene luego de la reacción completa? ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de él quedan sin combinarse?

Resolución:

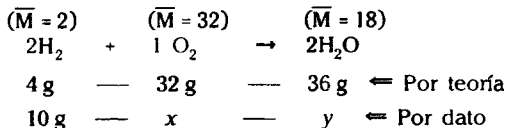
En la síntesis del H₂O, ya determinamos que la relación constante de masas de H₂ y O₂ es:

$$\frac{W_{H_2}}{W_{O_2}} = \frac{1}{8} = \frac{10}{80} \Rightarrow 10 \text{ g de } H_2 \text{ se combinarán con } 80 \text{ g de } O_2 \text{ formando } 90 \text{ g de } H_2O (10 \text{ g} + 80 \text{ g}),$$

según Ley de conservación de masa.

Como se dispone de 85 g de O₂, y sólo reacciona 80 g entonces éste es el reactivo en exceso, quedando sin combinar 5 g de O₂ (85 g - 80 g)

Otro método: Por regla de tres simple basada en la ecuación química balanceada.



$$x = \frac{10 \text{ g} \times 32 \text{ g}}{4 \text{ g}} = 80 \text{ g} \quad y = \frac{10 \text{ g} \times 36 \text{ g}}{4 \text{ g}} = 90 \text{ g} \leftarrow \text{Peso de } H_2O \text{ formado}$$

Exceso de O₂ = 85 g - 80 g = 5 g

En lo sucesivo, cuando planteamos una regla de tres simple para relacionar los moles (por lo tanto masas) de una sustancia con otra, estamos cumpliendo con la ley de Proust.

El reactivo en exceso es aquel reactante que interviene en mayor proporción estequiométrica, por lo tanto, sobra (exceso) al finalizar la reacción. Generalmente es el de menor costo.

¿Cómo se llama el reactivo que se consume totalmente?

Se llama **REACTIVO LIMITANTE (R.L.)**, es aquel reactante que interviene en menor proporción estequiométrica, por lo tanto se agota o se consume totalmente y limita la cantidad de producto(s) formado(s).

En el ejemplo anterior, el R.L. es el H₂ pues al agotarse limitó sólo a 90 g el peso de H₂O formado (peso máximo).

¿Hay alguna regla práctica para evaluar el R.L.?

Sí, con el ejemplo que sigue ilustramos la regla práctica para hallar R.L. y R.E.

Cuando se dan como dato las cantidades de sustancias reaccionantes, primero se evalúa el R.L., luego se plantea la regla de tres simple en base a él para hallar la incógnita.

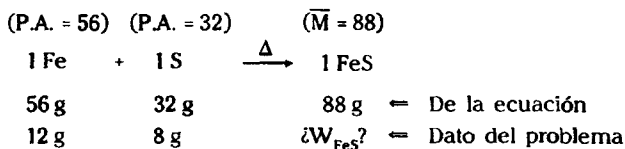
Ejemplo 2

Se mezclan inicialmente 12 g de limaduras de Hierro con 8 g de Azufre en polvo. Se calienta la mezcla para que la reacción transcurra hasta el límite máximo posible. Hallar el peso de sulfuro ferroso obtenido (FeS) y la cantidad del reactivo en exceso.

P.A. (u.m.a): Fe = 56 S = 32

Resolución:

Cuando se dice "hasta el límite máximo posible" significa que la reacción transcurre hasta que se consume totalmente el R.L. Planteamos la reacción química:



Regla Práctica: Se plantea la siguiente relación para cada reactante:

$$\frac{\text{Cantidad que se da como dato del problema}}{\text{Cantidad obtenida de la ecuación balanceada}}$$

La menor relación es para el R.L. y la mayor para el R.E.; además, la cantidad de sustancia química pura puede ser masa, moles o volumen

$$\text{Fe} : \frac{12 \text{ g}}{56 \text{ g}} = 0,21 \Rightarrow \text{menor valor}$$

$$\text{S} : \frac{8 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 0,25 \Rightarrow \text{mayor valor}$$

∴ El R.L. es el Fe y el R.E. es el S.

Para hallar el peso de azufre que reacciona y el peso de sulfuro ferroso obtenido, trabajamos sólo con el R.L. haciendo uso de la regla de tres simple:

$$\left. \begin{array}{rcccl}
 \text{Fe} & + & \text{S} & \rightarrow & \text{FeS} \\
 56 \text{ g} & \text{---} & 32 \text{ g} & \text{---} & 88 \text{ g} \\
 12 & \text{---} & x & \text{---} & y
 \end{array} \right\} \begin{array}{l} x = \frac{12 \text{ g} \times 32 \text{ g}}{56 \text{ g}} = 6,85 \text{ g} \\ y = \frac{12 \text{ g} \times 88 \text{ g}}{56 \text{ g}} = 18,85 \text{ g} \end{array}$$

Resultados: $W_{\text{FeS}} \left(\begin{array}{l} \text{máximo} \\ \text{o teórico} \end{array} \right) = 18,85 \text{ g}$, cantidad que se llama **rendimiento teórico** (tratamos con más detalle posteriormente).

El exceso de azufre (cantidad que queda al finalizar la reacción) será la diferencia entre la cantidad inicial (8 g) y la cantidad que se consumió (6,85 g): $8 \text{ g} - 6,85 \text{ g} = 1,15 \text{ g}$

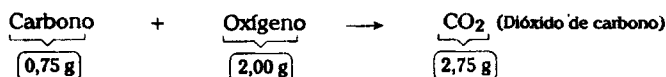
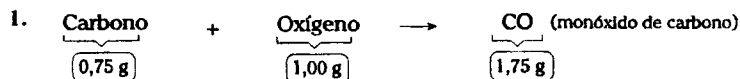
3. Ley de Proporciones Múltiples

Esta ley fue enunciada por John Dalton (1804), químico inglés, considerado por muchos como el "Padre de la teoría atómica" debido a que fue él quien planteó por primera vez con base científica que la materia está constituida por partículas discretas, indivisibles e invisibles llamadas ÁTOMOS. Con su famosa teoría atómica-molecular, Dalton pudo explicar exitosamente no sólo la ley de proporciones múltiples, sino también la de Lavoisier y la de Proust. Si el átomo es indivisible, entonces en una reacción química, el número de átomos de un elemento en los reactantes debe ser igual que en los productos, razón por la cual la masa debe conservarse. De ese modo logró explicar la ley de Lavoisier. Por otro lado, si la composición en masa de un compuesto es constante, es debido a que posee cantidades fijas de átomos de los elementos que lo constituyen. De ese modo logró explicar la ley de Proust.

Esta Ley establece lo siguiente:

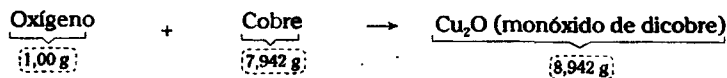
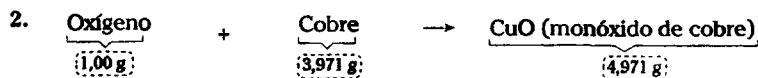
La razón entre los pesos de un elemento que se combinan con un peso fijo de un segundo elemento, cuando se forman dos o más compuestos, es una razón entre números enteros sencillos, como 2:1, 3:1, 3:2 ó 4:3.

Ejemplos en base a datos experimentales:



Se observa que la relación de pesos de oxígeno que reaccionan con un peso fijo de carbono

$$(0,75 \text{ g}) \text{ es } \frac{1,00 \text{ g}}{2,00 \text{ g}} = \frac{1}{2}$$



Se observa que la razón entre las masas de cobre, que se combinó con un peso fijo de oxígeno

$$(1,00 \text{ g}), \text{ para formar dos óxidos diferente de cobre, es: } \frac{3,971 \text{ g}}{7,942 \text{ g}} = \frac{1}{2}$$

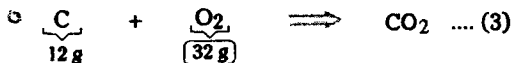
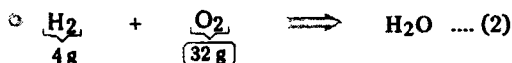
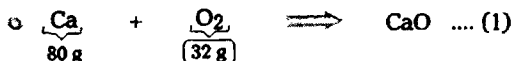
4 Ley de Proporciones Recíprocas (o pesos de combinación)

Fue planteada por J.B. Richter y C.F. Wenzel en 1792, que establece lo siguiente:

Las masas de diferentes elementos que se combinan con una misma masas de otro elemento dan la relación en que ellos se combinarán entre sí (o bien múltiplos o submúltiplos de estas masas).

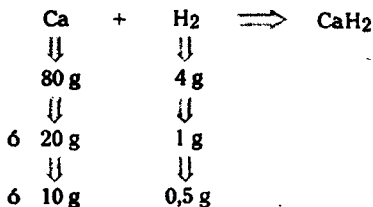
Ejemplo:

Dada las siguientes reacciones independientes:

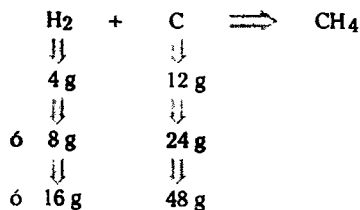


En base a los datos experimentales indicados en las reacciones anteriores podemos concluir:

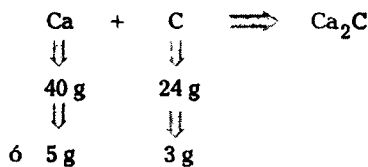
1. Cuando se combinan calcio e hidrógeno, sus masas deben siempre estar en la relación de $\frac{80 \text{ g}}{4 \text{ g}} = \frac{20}{1}$, por lo tanto las masas que se combinan serían:



2. Cuando se combinan hidrógeno y carbono para formar metano (CH_4) sus masas deben guardar siempre la siguiente relación $\frac{4 \text{ g}}{12 \text{ g}} = \frac{1}{3}$, por lo tanto



3. Cuando se combinan calcio y carbono para formar carburo de calcio (CaC_2), sus masas deben guardar siempre la siguiente relación $\frac{40 \text{ g}}{24 \text{ g}} = \frac{5}{3}$, por lo tanto las masa que se combinan serían:

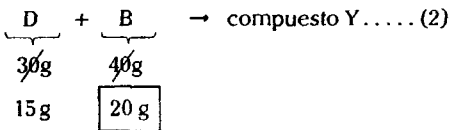
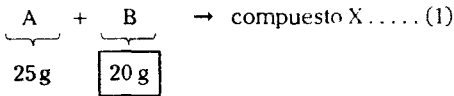


Ejemplo aplicativo

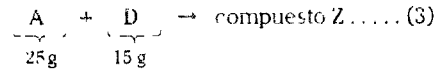
En una experiencia de laboratorio, 25 g de un elemento A se combina con 20 g de un elemento B para formar cierto compuesto. En otra experiencia, 30 g de un elemento D se combina con 40 g de elemento B ¿Con qué peso de A se combinarán 11,2 g de elemento D?

Resolución:

Con los datos que nos proporciona el problema planteamos las siguientes reacciones y los pesos exactos de combinación con una cantidad fija de elemento B (se repite en ambas reacciones)



Observamos que las masas de A (25 g) y D (15 g) se combinan con la misma masa de B (20 g), luego por Ley de Richter y Wenzel tendremos:



Se observa que la relación de masas de A y D cuando se combinan entre sí es:

$$\frac{W_A}{W_D} = \frac{25\text{ g}}{15\text{ g}} = \frac{5}{3} \dots (\alpha)$$

Si la masa de combinación de D es: $W_D = 11,2\text{ g}$, calcularemos el peso de A que se combina con esta cantidad en base a la relación hallada.

Reemplazamos en (α):

$$\frac{W_A}{11,2\text{ g}} = \frac{5}{3} \Rightarrow W_A = 18,66\text{ g}$$

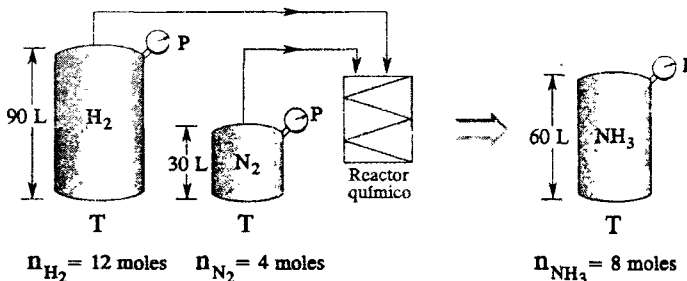
LEY VOLUMÉTRICA DE GAY-LUSSAC (O LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN)

Fue dada a conocer por el científico francés Joseph Gay-Lussac (1808), como producto de sus investigaciones sobre la compresión y expansión de los gases, y la reacción entre ellos, establece lo siguiente:

A las mismas condiciones de presión y temperatura, existe una relación constante y definido de números enteros sencillos, entre los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química.

Ejemplo ilustrativo

A las mismas condiciones de presión y temperatura vamos a hacer reaccionar $H_{2(g)}$ y $N_{2(g)}$, para obtener amoníaco gaseoso, $NH_{3(g)}$.



La relación de volúmenes es:

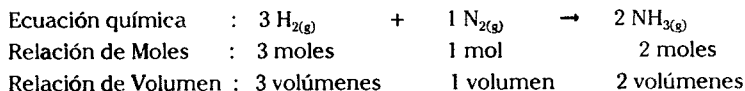
$$\frac{V_{H_2}}{90} = \frac{V_{N_2}}{30} = \frac{V_{NH_3}}{60} \Rightarrow \boxed{\frac{V_{H_2}}{3} = \frac{V_{N_2}}{1} = \frac{V_{NH_3}}{2}}$$

La relación de moles es:

$$\frac{n_{H_2}}{3} = \frac{n_{N_2}}{1} = \frac{n_{NH_3}}{2} \Rightarrow \boxed{\frac{n_{H_2}}{3} = \frac{n_{N_2}}{1} = \frac{n_{NH_3}}{2}}$$

En base a datos experimentales similares al ejemplo ilustrativo, concluiremos:

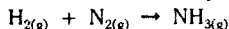
La relación del número de moles (coeficientes estequiométricos) nos indica la relación de volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, a las mismas condiciones de presión y temperatura. Entonces en base a la ecuación química podemos plantear también así



Ejemplos aplicativos

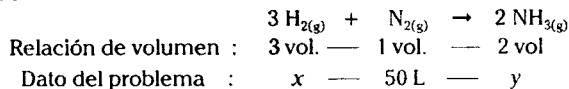
Ejemplo 1

En la síntesis del amoniaco, se consumen 50 litros de N₂ ¿qué volumen de NH₃ se formó? ¿qué volumen de H₂ se consumió?. Todas las medidas fueron a la misma presión y temperatura.



Resolución:

En primer lugar, la ecuación debe estar balanceada:



Por regla de tres simple hallaremos "x" e "y"

$$x = 3 \times 50 \text{ L} = 150 \text{ L (H}_2\text{)}$$

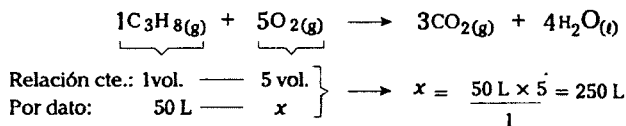
$$y = 2 \times 50 \text{ L} = 100 \text{ L (NH}_3\text{)}$$

Ejemplo 2

A condiciones ambientales (25°C y 1 atmósfera) se desea quemar (combustionar) 50 litros de gas doméstico (gas propano), C₃H₈. ¿Qué volumen de oxígeno se necesita a las mismas condiciones?

Resolución:

Los hidrocarburos (compuestos formados por hidrógeno y carbono) en su combustión que normalmente es completa generan CO₂ y H₂O como únicos productos de combustión. Luego planteamos la ecuación de combustión balanceada:



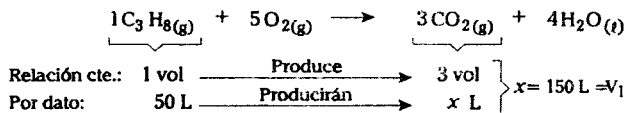
Ejemplo 3

En el ejemplo anterior, el CO₂ producido ¿qué volumen ocuparía a 27°C y 3 atmósferas de presión?

Resolución:

En primer lugar hallaremos el volumen de CO₂ producido a condiciones ambientales:

P₁ = 1atm. T₁ = 25 + 273 = 298 K.



Finalmente hallaremos el volumen de CO₂ en las nuevas condiciones: $\left\{ \begin{matrix} P_2 = 3 \text{ Atm} \\ T_2 = 27 + 273 = 300 \text{ K} \\ V_2 = ? \end{matrix} \right.$

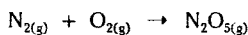
Aplicaremos la ecuación general de gases:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \text{ atm} \times 150 \text{ L}}{298 \text{ K}} = \frac{3 \text{ atm} \times V_2}{300 \text{ K}} \Rightarrow V_2 = 50,34 \text{ L}$$

Ejemplo 4

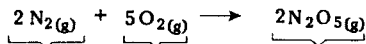
A 127°C y 900 mmHg se mezclan 10 litros de N_{2(g)} y 10 litros de O_{2(g)}. Luego de reacción química que transcurre hasta el límite máximo. Calcular:

(a) el volumen de N₂O_{5(g)} producido a las mismas condiciones, (b) la cantidad de reactante en exceso a las mismas condiciones.



Resolución:

La ley de los volúmenes de combinación también nos plantea una relación constante similar a la ley de Proust. Si se conocen las cantidades de los reactantes primero hallamos el reactivo limitante (R.L.) y con él se hacen los cálculos.



Relación cte.: 2 vol. — 5 vol. — 2 vol.
 Por dato: 10 L — 10 L — x

Comparamos los cocientes (volumen dato) / (volumen obtenido de la ecuación), para cada reactante:

$$\text{N}_2 \Rightarrow \frac{10}{2} = 5 \text{ (mayor)} \therefore \text{El R.E.} = \text{N}_2$$

$$\text{O}_2 \Rightarrow \frac{10}{5} = 2 \text{ (menor)} \therefore \text{El R.L.} = \text{O}_2$$

a) Trabajamos sólo con R.L. (O₂) para calcular el volumen del N₂O_{5(g)}

$$\left. \begin{matrix} 5 \text{ vol. O}_2 \text{ — } 2 \text{ vol. N}_2\text{O}_5 \\ 10 \text{ L — } x \end{matrix} \right\} x = \frac{10 \text{ L} \times 2}{5} = 4 \text{ L}$$

b) Calculamos el volumen de N₂ que reacciona con 10 L (O₂)

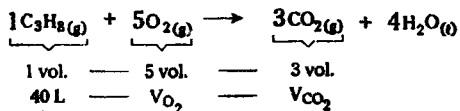
$$\left. \begin{matrix} 2 \text{ vol. N}_2 \text{ — } 5 \text{ vol. O}_2 \\ V_{\text{N}_2} \text{ — } 10 \text{ L O}_2 \end{matrix} \right\} V_{\text{N}_2} = 4 \text{ L}$$

∴ El exceso es = 10 L - 4 L = 6 L de N_{2(g)}

Ejemplo 5

Se tiene 40 litros de gas propano (C₃H₈) con 250 L de oxígeno. Calcular la composición volumétrica de la mezcla final, luego de la combustión completa, cuando:

- I. La temperatura es ambiental (25°C)
- II. La temperatura es 100°C

**Resolución**I. Si la $T = 25^{\circ}\text{C}$ 

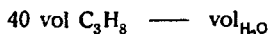
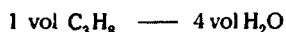
$$\rightarrow V_{\text{O}_2} = 40 \times 5 = 200 \text{ L y } V_{\text{CO}_2} = 40 \times 3 = 120 \text{ L}$$

Exceso (O_2) = $250 \text{ L} - 200 \text{ L} = 50 \text{ L}$ El volumen total de la mezcla de CO_2 y O_2 en exceso es:

$$V_T = 50 \text{ L} + 120 \text{ L} = 170 \text{ L}$$

$$\%V_{\text{O}_2} = \frac{50 \text{ L}}{170 \text{ L}} \times 100 = 29,41 \%$$

$$\%V_{\text{CO}_2} = \frac{120 \text{ L}}{170} \times 100 = 70,59 \%$$

II. Si la $T = 100^{\circ}\text{C}$, el agua está en forma de vapor y su volumen lo calculamos así:

$$\rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = 40 \times 4 = 160 \text{ L}$$

El volumen total de la mezcla final sería:

$$V_T = 50 \text{ L} + 120 \text{ L} + 160 \text{ L} = 330 \text{ L}$$

$$\%V_{\text{O}_2} = \frac{50 \text{ L}}{330 \text{ L}} \times 100 = 15,15 \%$$

$$\%V_{\text{CO}_2} = \frac{120 \text{ L}}{330 \text{ L}} \times 100 = 36,36 \%$$

$$\%V_{\text{H}_2\text{O}} = 100 - 15,15 - 36,36 = 48,49 \%$$

Ejemplo 6

En una determinada experiencia, 4,3 g de cromo se combinan exactamente con 8,8 g de Cloro y en una segunda experiencia, 7,6 g de Cromo se combinan ahora con 10,4 g de cloro dando un cloruro de cromo diferente al de la primera experiencia

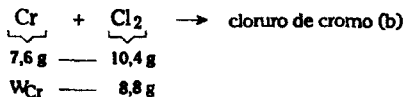
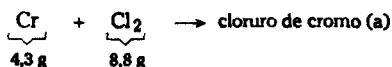
¿Qué ley estequiométrica se está cumpliendo?

- A) Ley de Lavoisier
 B) Ley de Proust
 C) Ley de Dalton
 D) Ley de Gay-Lussac
 E) Ley de Richter y Wenzel

Resolución:

Se descartan: Ley de Lavoisier (porque no se conocen el peso de los productos), Ley de Proust (porque esta ley es para un mismo compuesto), Ley de Gay-Lussac (porque se cumple sólo para sustancias gaseosas) y Ley de Richter (porque faltaría una reacción más, pues se cumple para un mínimo de 3 reacciones).

Solo nos queda comprobar si se cumple la Ley de Proporciones múltiples, para ello es preciso establecer las relaciones en base a una misma cantidad de cloro y comparar las dos cantidades de Cromo entre sí (también puede hacerse en relación a una misma cantidad de Cromo).



$$w_{\text{Cr}} = \frac{7,6 \times 8,8}{10,4} = 6,43 \text{ g}$$

Esto es el peso de cromo que se combina exactamente con 8,8 g de cloro.

Comparamos ahora la relación de pesos de cromo los dos compuestos.

$$\frac{6,43 \text{ g}}{4,3 \text{ g}} = 1,5 = \frac{3}{2}$$

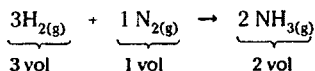
CONTRACCIÓN VOLUMÉTRICA (C.V.)

En algunos procesos químicos donde intervienen sustancias gaseosas hay una disminución del volumen total de los gases reaccionantes al pasar a formar nuevas sustancias gaseosas, para indicar esta disminución en términos relativos se define la contracción volumétrica de la siguiente forma:

$$C.V. = \frac{\sum \text{VOLUMEN (Reactivos)} - \sum \text{VOLUMEN (Productos)}}{\sum \text{VOLUMEN (Reactivos)}}$$

La contracción volumétrica se halla solamente en base a la ecuación química balanceada, considerando sólo sustancias gaseosas.

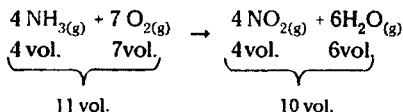
Ejemplo 1:



$$C.V. = \frac{(3 + 1) \text{ vol.} - 2 \text{ vol.}}{(3 + 1) \text{ vol.}} = \frac{1}{2} = 0,5 < > 50 \%$$

Significa que en la síntesis de NH₃, hay una disminución o contracción de volumen en un 50 %.

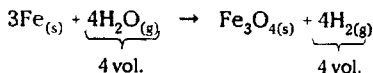
Ejemplo 2



$$C.V. = \frac{11 - 10}{11} = \frac{1}{11} < > 9,1 \%$$

Interpretación: La combustión del amoníaco se realiza con una reducción de volumen en un 9,1 %

Ejemplo 3



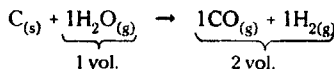
$$C.V. = \frac{4 - 4}{4} = 0, \text{ no hay contracción volumétrica, debido a que el volumen total de gas inicial (vapor de H}_2\text{O) y del gas final (H}_2\text{) son iguales.}$$



Observación:

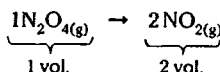
Si en un proceso químico donde intervienen sustancias gaseosas hay un aumento de volumen, se llama expansión volumétrica que es lo contrario a la contracción volumétrica.

Ejemplos 1



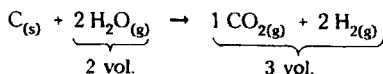
Se observa un aumento de volumen en un 100 % (el volumen se ha duplicado)

Ejemplo 2



Se observa también un aumento de volumen del 100 %.

Ejemplo 3



$$\text{Expansión volumétrica} = \frac{3 - 2}{2} = 0,5$$

El proceso se efectúa con un aumento de 50 % en volumen.

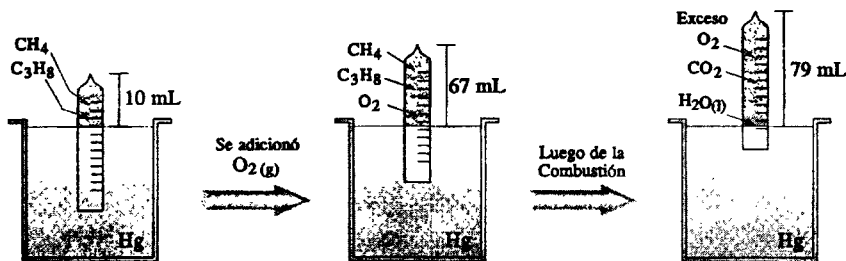
EUDIOMETRÍA

Es una parte del análisis químico cuantitativo que aplica la Ley de los volúmenes de combinación para determinar la composición volumétrica o molar de una mezcla de hidrocarburos gaseosos principalmente. El procedimiento consiste en someter a la mezcla a una combustión completa, midiéndose el volumen inicial de la mezcla y luego el volumen final después de la combustión. Para realizar estas mediciones utilizamos un tubo de vidrio de 1 cm de diámetro que esta graduado en cm^3 o en mL y contiene mercurio (Hg), este dispositivo se llama eudiómetro, se debe tener en cuenta que todas las mediciones de volumen son a las mismas condiciones de presión y temperatura.

Ejemplo:

Una mezcla gaseosa de metano (CH_4) y propano (C_3H_8) cuyo volumen es de 10 cm^3 , es sometido a un análisis eudiométrico, para llevar a cabo la combustión se agrega 57 cm^3 de $\text{O}_{2(g)}$ (que están en exceso); se produce la chispa eléctrica para iniciar la combustión completa y luego se obtiene un residuo gaseoso de 79 cm^3 . La temperatura se mantiene a 27°C . Determine la composición molar de la mezcla inicial.

Resolución:

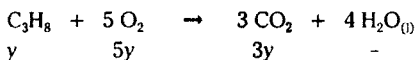
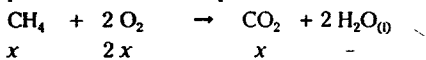


Vol. $\text{CH}_4 = x$

Vol. $\text{C}_3\text{H}_8 = y$

Cuando la combustión de los hidrocarburos se efectúa a una temperatura menor a 100°C , el agua que se forma inicialmente en forma de vapor se condensa rápidamente por lo que no se considera en análisis volumétrico.

Las ecuaciones de combustión completa se plantean en forma separada.



Aplicando la ley de Amagat (volúmenes parciales) para la mezcla inicial tenemos:

$$x + y = 10 \text{ mL} \dots \dots (I)$$

Según los datos del problema tenemos:

$$x + 3y + \underbrace{57 \text{ mL} - 2x - 5y}_{\text{vol O}_2 \text{ exceso}} = 79 \text{ mL} \dots \dots (II)$$

vol CO_2 vol O_2 exceso

Resolviendo I y II tenemos: $x = 4 \text{ mL}$ $y = 6 \text{ mL}$

$$\% \text{ vol. } \text{CH}_4 = \frac{4 \text{ mL}}{10 \text{ mL}} \times 100 = 40 \%$$

$$\% \text{ vol. } \text{C}_3\text{H}_8 = \frac{6 \text{ mL}}{10 \text{ mL}} \times 100 = 60 \%$$

Por identidad de avogadro, en una mezcla gaseosa se cumple $\% n = \% v$

$$\therefore \% n (\text{CH}_4) = 40 \% \qquad \% n (\text{C}_3\text{H}_8) = 60 \%$$

PORCENTAJE DE PUREZA DE UNA MUESTRA QUÍMICA

Normalmente, las muestras químicas que intervienen en un proceso no son químicamente puras, pues tienen cierto grado o porcentaje de impurezas.

En una reacción química sólo intervienen sustancias químicamente puras, las impurezas no reaccionan; por lo tanto, en los cálculos estequiométricos sólo trabajaremos con la parte pura de la muestra química.

$$\% \text{ Pureza} = \frac{\text{Cantidad de sustancia pura}}{\text{Cantidad de muestra impura}} \times 100$$

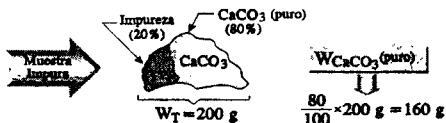
Ejemplos aplicativos

Ejemplo 1

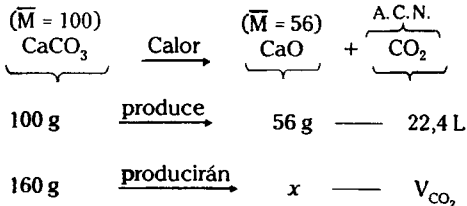
Al calentar 200 g de "piedra caliza" (carbonato de calcio impuro) con 80 % de pureza. ¿Qué peso de cal viva (CaO) se obtiene? ¿Qué volumen de CO₂ se obtiene a condiciones normales?

P.A.(u.m.a): Ca = 40, C = 12, O = 16

Resolución:



La reacción de descomposición de CaCO₃ puro es:



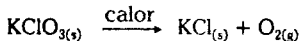
Efectuando tenemos:

$$x = \frac{160 \times 56}{100} = 89,6 \text{ g}$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{160 \times 22,4}{100} = 35,84 \text{ L}$$

Ejemplo 2

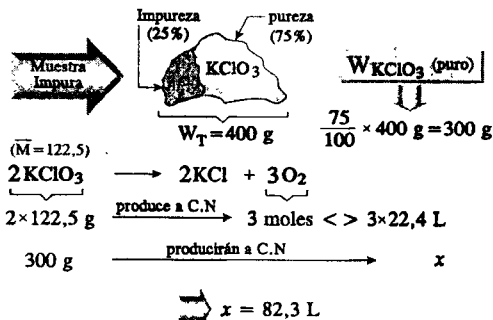
Se somete a calentamiento 400 g de clorato de potasio, (KClO₃), con 25% de impurezas. ¿Qué volumen de oxígeno se obtiene a 27°C y 5 atm de presión.



P.A. (u.m.a): K = 39, Cl = 35,5, O = 16

Resolución:

Primero calcularemos el volumen de O₂ a condiciones normales.



Se debe recordar que a condiciones normales 1 mol-g de un gas ocupa 22,4 L

Finalmente: $\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow 1 \times \frac{82,3}{273} = \frac{5 V_2}{300}$

⇒ V₂ = 18,08 L

PORCENTAJE DE RENDIMIENTO O EFICIENCIA DE UNA REACCIÓN PARA OBTENER UN PRODUCTO (%R)

Antes de definir la eficiencia de la reacción es necesario definir rendimiento teórico y rendimiento real o práctico.

Rendimiento Teórico. Es la cantidad máxima de un producto obtenido cuando se ha consumido totalmente (100 %) el reactivo limitante. Esta cantidad se determina en base a la ecuación química balanceada es decir por estequiometría.

Rendimiento Real. Es la cantidad obtenida de un producto en la práctica o en forma experimental, cuando se ha consumido totalmente el reactivo limitante.

El rendimiento real es siempre menor que el rendimiento teórico, debido a diversos factores que ocurren en la práctica como por ejemplo: (1) el reactivo limitante generalmente es impuro, (2) reacción incompleta de R.L., (3) condiciones de reacción química no ideales, (4) formación de productos de reacción no deseados (reacciones colaterales) y (5) una parte del producto se pierde durante el proceso de separación o purificación.

La comparación porcentual del rendimiento real y rendimiento teórico se llama eficiencia o porcentaje de rendimiento para obtener un producto deseado.

$$\% R = \frac{\text{Cantidad real}}{\text{Cantidad Teórica}} \times 100$$

Ejemplo 1

Se somete a fermentación 360 g de glucosa (C₆H₁₂O₆), según la siguiente reacción.



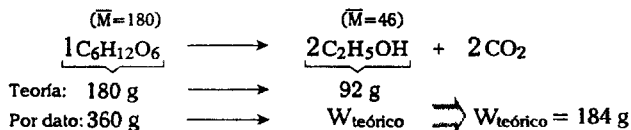
Se obtuvo así 150 g de alcohol etílico (C₂H₅OH). ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción para obtener alcohol?.

P.A. (u.m.a) : C = 12 O = 16 H = 1

Resolución:

El peso de alcohol, 150 g, que nos proporciona el problema como dato es el rendimiento real (ha sido medido con instrumentos de medida como la balanza analítica)

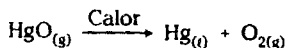
El peso teórico o rendimiento teórico siempre se evalúa por estequiometría.



$$\therefore \% R = \frac{W_{Real}}{W_{Teórico}} \times 100 = \frac{150 g}{184 g} \times 100 = 81,5 \%$$

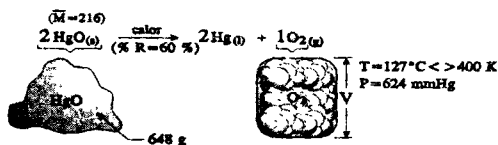
Ejemplo 2

Mediante la descomposición térmica de óxido mercurio (HgO) se obtuvo oxígeno con un rendimiento de 60 %. Si se calienta 648 g de HgO puro ¿qué volumen de O₂ a 127°C y 624 mmHg se obtendrá?

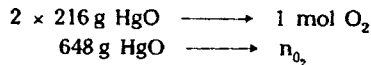


P.A. (u.m.a): Hg = 200 O = 16

Resolución:



En base a la ecuación calculemos los moles de O₂ (teóricos)



$$\Rightarrow n_{\text{O}_2} = 1,5 \text{ moles}$$

Calculamos ahora el volumen de O₂ (teórico) producido

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,5 \times 62,4 \times 400}{624} = 60 \text{ L}$$

Se sabe:

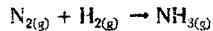
$$\% R = \frac{V_{\text{Real}}}{V_{\text{Teórico}}} \times 100 \Rightarrow V_{\text{Real}} = \frac{\%R}{100} \times V_{\text{Teórico}}$$

Reemplazando el Volumen O₂ teórico, obtenemos:

$$V_{\text{Real}} = \frac{60}{100} \times 60 \text{ L} = 36 \text{ L}$$

Ejemplo 3

Mediante la siguiente reacción de síntesis, se obtuvo 200 L de NH₃ con 80 % de eficiencia.



¿Qué cantidad de H₂ y N₂ se emplearán si se mezclaron inicialmente con 20 % y 10 % en exceso, respectivamente?

Todas las medidas es a igual P y T.

Resolución:

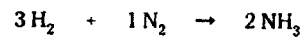
200 L de NH₃, representa el volumen real (recordar que la cantidad teórica se halla en base a la ecuación) obtenido con 80 % de eficiencia. En las ecuaciones químicas solo consideremos cantidades teóricas. Hallemos el volumen teórico de NH₃:

$$200 \text{ L} \text{ — } \%R = 80 \%$$

$$V_{\text{Teórico}} \text{ — } \%R = 100$$

$$\Rightarrow V_{\text{teórico}} = 250 \text{ L}$$

Haciendo uso de la ecuación calculemos el V_{H₂} y V_{N₂}:



$$3 \text{ vol} \text{ — } 1 \text{ vol} \text{ — } 2 \text{ vol}$$

$$V_{\text{H}_2} \text{ — } V_{\text{N}_2} \text{ — } 250 \text{ L}$$

$$\Rightarrow V_{\text{H}_2} = \frac{3 \times 250 \text{ L}}{2} = 375 \text{ L}$$

$$\Rightarrow V_{\text{N}_2} = \frac{1 \times 250 \text{ L}}{2} = 125 \text{ L}$$

Calculemos el volumen de H₂ con 20 % en exceso (120 %) será:

$$\left. \begin{aligned} 375 \text{ L} &\text{ — } 100 \% \\ x &\text{ — } 120 \% \end{aligned} \right\} x = 450 \text{ L}$$

Análogamente pasa el N₂

$$\left. \begin{aligned} 125 \text{ L} &\text{ — } 100 \% \\ y &\text{ — } 110 \% \end{aligned} \right\} y = 137,5 \text{ L}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

¿Qué Ley estequiométrica se cumple en cada uno de los siguientes compuestos?: CH_4 , CCl_4 y CS_2

P.A. (u.m.a): C = 12, H = 1, Cl = 35,5, S = 32

- A) Ley de Lavoisier
- B) Ley de proporciones definidas
- C) Ley de Gay Lussac
- D) Ley de proporciones múltiples
- E) Ley de Richter y Wenzel

Resolución:

“En la formación de compuestos, los elementos intervienen en una relación constante de sus masas, independientemente del método o forma de obtención; dicha relación se establece sólo a partir de la fórmula del compuesto”

La afirmación anterior corresponde a la ley de Proust o ley de proporciones definidas.

Rpta: B

Problema 2

En la formación de los siguientes compuestos: NO , NO_2 , N_2O y N_2O_3 ¿qué ley estequiométrica se cumple?

- A) Ley de proporciones múltiples
- B) Ley de conservación de masa
- C) Ley de proporciones definidas
- D) Ley de proporciones recíprocas
- E) Ley de Gay - Lussac

Resolución:

“Cuando dos elementos se combinan para formar dos o más compuestos si el peso de uno de ellos permanece fijo, entonces el peso del otro varía según una relación de números enteros sencillos”.

La afirmación anterior corresponde a ley de proporciones múltiples de J. Dalton.

Si escribimos convenientemente los pesos de nitrógeno y oxígeno.

Compuesto	W_N	W_O
N_2O	28 g	16 g × ①
NO	14 g	16 g
	ó 28 g	16 g × ②
N_2O_3	28 g	16 g × ③
NO_2	14g	32 g
	ó 28 g	16g × ④

El peso de oxígeno varía según la relación 1; 2; 3; 4 cuando el peso del nitrógeno se mantiene fijo en 28 g.

Rpta: A

Problema 3

En la preparación de trióxido de azufre por oxidación de azufre se obtuvieron los siguientes datos en una serie de experimentos:

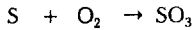
Exp.	Peso de "S"	Peso de "O" usado	Peso de SO_3 formado
1	1,0 g	1,5 g	2,5 g
2	2,0 g	3,0 g	5,0 g
3	3,0 g	4,5 g	7,5 g

Señalar la(s) proposición (es) correcta(s):

- I. La ley de conservación de masa se cumple en los 3 experimentos.
- II. La ley de composición constante se cumple sólo en los experimentos (1) y (2).
- III. Se cumple la ley de proporciones múltiples en los 3 experimentos.
- IV. En los 3 experimentos se cumple la ley de composición constante.

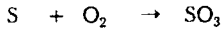
Resolución:

La ecuación química que representa el proceso y los datos son:



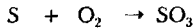
Exp. 1: 1,0 g 1,5 g 2,5 g

$$\rightarrow \frac{W_s}{W_o} = \frac{1}{1,5} = \frac{2}{3}$$



Exp. 2: 2,0 g 3,0 g 5,0 g

$$\rightarrow \frac{W_s}{W_o} = \frac{2}{3}$$



Exp. 3: 3,0 g 4,5 g 7,5 g

$$\rightarrow \frac{W_s}{W_o} = \frac{3}{4,5} = \frac{2}{3}$$

Se observa que el "S" y "O" interviene en una relación constante de masas o pesos de 2/3, por lo tanto se está cumpliendo la ley de composición constante de Proust.

Además, en cada experimento se cumple la ley de Lavoisier.

Rpta: I y IV

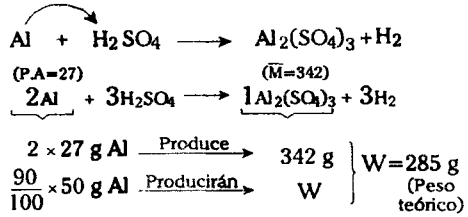
Problema 4

Se trata 50 g de aluminio que posee 10 % de impurezas con suficiente cantidad de ácido sulfúrico. ¿Qué peso de sulfato de aluminio se obtiene si el porcentaje de rendimiento fue de 70 %?

P.A.(u.m.a): Al = 27, S = 32, O = 16

Resolución:

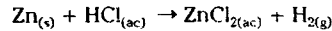
Se debe recordar que un metal reactivo (como Fe, Zn, Mg, Al, etc.) desplaza el hidrógeno de un ácido fuerte (HCl y H₂SO₄ principalmente); por lo tanto la reacción de desplazamiento simple es:



$$\therefore W_{\text{Real}} = \frac{70}{100} \times 285 \text{ g} = 199,5 \text{ g}$$

Problema 5

Según la siguiente reacción:

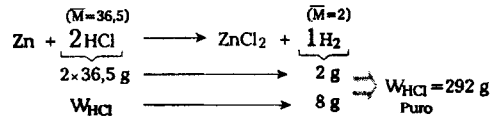


Se trata zinc metálico con ácido clorhídrico al 60% en peso y densidad 1,1 g/mL. Se obtuvo así 8 g de hidrógeno gaseoso. ¿Qué volumen de ácido clorhídrico se ha utilizado?

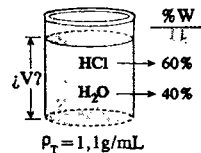
P.A. (u.m.a): Zn = 65 Cl = 35,5 H = 1

Resolución:

Se sabe que en una reacción química sólo intervienen sustancias puras. En base a la ecuación química calculemos el peso de HCl (puro).



Finalmente, calcularemos el volumen de HCl impuro (solución o mezcla homogénea)



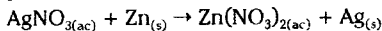
$$\left. \begin{array}{l} 292 \text{ g} - 60 \% \\ W_T - 100 \% \end{array} \right\} W_T = 486,6 \text{ g}$$

Luego:

$$V = \frac{W_T}{\rho_T} = \frac{486,6 \text{ g}}{1,1 \text{ g/mL}} \Rightarrow V = 442,4 \text{ mL}$$

Problema 6

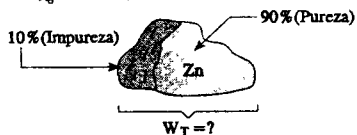
Según la siguiente reacción de desplazamiento simple se obtuvo 108 g de plata con 80 % de eficiencia. ¿Qué peso de Zn metálico con 90 % de pureza se trató?



P.A. (u.m.a): Ag = 108 Zn = 65 N = 14 O = 16

Resolución:

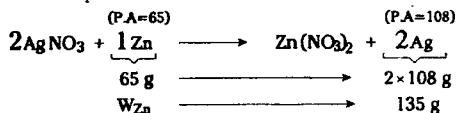
Datos: $W_{\text{Ag}} = 108 \text{ g (Peso Real)}$ % R = 80%



Para aplicar estequiometría, evaluemos primero el peso teórico de plata

Para % R = 80 % \rightarrow 108 g Ag } $W_{\text{Teórico}} = 135 \text{ g}$
 Para % R = 100 % \rightarrow $W_{\text{Teórico}}$

Por relación estequiométrica hallamos el de peso de zinc puro:



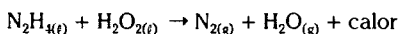
$$\Rightarrow W_{\text{Zn}} (\text{puro}) = \frac{65 \times 135}{2 \times 108} \text{ g} = 40,625 \text{ g}$$

Finalmente calculamos el peso total de la muestra impura (zinc metálico impuro)

$$\left. \begin{array}{l} 40,625 \text{ g} \text{ --- } 90 \% \\ W_{\text{T}} \text{ --- } 100 \% \end{array} \right\} W_{\text{T}} = 45,14 \text{ g}$$

Problema 7

En el motor de los cohetes que colocan satélites artificiales, se usa en ocasiones como impulsor, el efecto de una mezcla líquida de hidracina (N_2H_4) y peróxido de hidrógeno (H_2O_2), que al reaccionar espontáneamente lo hacen en forma explosiva por la gran cantidad de gases producidos a elevadas temperaturas, debido a que es una reacción fuertemente exotérmica, según la ecuación.

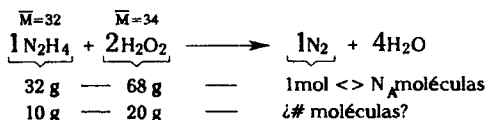


Si se mezclan 10 g de N_2H_4 con 20 g de H_2O_2 , ¿cuántas moléculas de Nitrógeno se obtiene en la reacción?

P.A. (u.m.a): N = 14 , H = 1 , O = 16

Resolución:

Como se conocen las cantidades de los reactantes, hallaremos primero el reactivo limitante (R.L.).



$$\text{N}_2\text{H}_4 \left\{ \frac{10 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 0,31 \text{ (mayor)} \Rightarrow \text{R.E.: N}_2\text{H}_4 \right.$$

$$\text{H}_2\text{O}_2 \left\{ \frac{20 \text{ g}}{68 \text{ g}} = 0,29 \text{ (menor)} \Rightarrow \text{R.L.: H}_2\text{O}_2 \right.$$

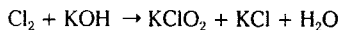
Con el reactivo limitante evaluamos el número de moléculas de N_2 producido

$$\left. \begin{array}{l} 68 \text{ g H}_2\text{O}_2 \rightarrow N_A \text{ moléculas} \\ 20 \text{ g H}_2\text{O}_2 \rightarrow x \end{array} \right\} x = 0,29 N_A$$

\Rightarrow Número moléculas de N_2 es $0,29N_A$

Problema 8

El perclorato de Potasio se prepara mediante tres etapas representadas por las siguientes ecuaciones:

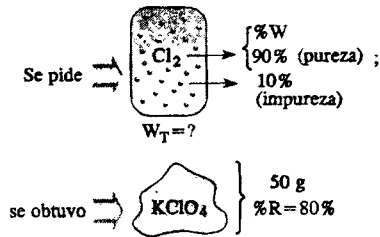


Se obtuvo así 50 gramos de perclorato de Potasio con una eficiencia de 80 % ¿Qué peso de cloro, con 90 % de pureza se ha tratado?

P.A. (u.m.a): Cl = 35,5 K = 39 O = 16

Resolución:

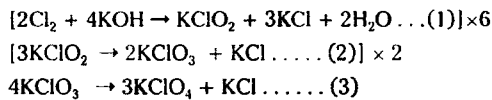
Datos:



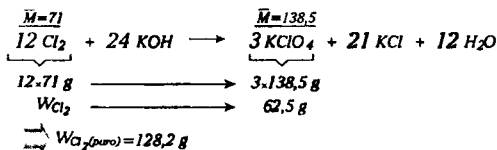
Los 50 g de KClO₄ es el peso real (porque es dato directo) que se obtuvo con 80 % de eficiencia. Transformemos este peso en "peso teórico" para aplicar estequiometría y calcular así el peso de cloro gaseoso.

$$\left. \begin{array}{l} \text{Para } \% R = 80\% \rightarrow 50 \text{ g} \\ \text{Para } \% R = 100\% \rightarrow W_{\text{Teórico}} \end{array} \right\} W_{\text{Teórico}} = 62,5 \text{ g}$$

Normalmente, si nos dan dos o más ecuaciones se busca una ecuación equivalente sumando las ecuaciones, previamente se balancean convenientemente.



Sumando (1)×6 + (2)×2 + (3), miembro a miembro



Finalmente calcularemos el peso de cloro impuro por regla de tres simple.

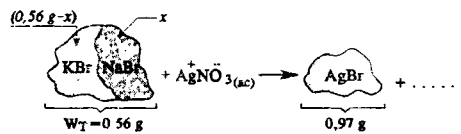
$$\left. \begin{array}{l} 128,2 \text{ g} - 90\% \\ W_T - 100\% \end{array} \right\} W_T = 142,4 \text{ g}$$

Problema 9

Una mezcla de KBr y NaBr que pesa 0,56 g, se trató con una solución de nitrato de plata. Todo el bromo se obtuvo como bromuro de plata, que pesó 0,97 g. ¿Qué porcentaje en peso representa el NaBr en la mezcla inicial?

P.A. (u.m.a): Na=23 K=39 Br=80 Ag=108

Resolución:



$$\%W_{\text{NaBr}} = \frac{W_{\text{NaBr}}}{W_T} \times 100 = \frac{x}{9,56} \times 100 \dots (\alpha)$$

Calculemos "x", previo calculo de los pesos fórmula respectivos:

⊖ KBr ⇨ PF = 39 + 80 = 119

⊖ AgBr ⇨ PF = 108 + 80 = 188

⊖ NaBr ⇨ PF = 23 + 80 = 103

Por la ley de Lavoisier, todo el peso de Bromo contenido en KBr y NaBr se encuentra en 0,97 g de AgBr. Por método de factor de conversión tenemos:

$$\begin{aligned} (0,56 \text{ g} - x) \cdot \frac{80 \text{ g Br}}{119 \text{ g KBr}} + x \cdot \frac{80 \text{ g Br}}{103 \text{ g NaBr}} \\ = 0,97 \text{ g AgBr} \cdot \frac{80 \text{ g Br}}{118 \text{ g AgBr}} \end{aligned}$$

Efectuando : x = 0,308 g

Reemplazando en (α):

$$\%W_{\text{NaBr}} = \frac{0,308 \text{ g}}{0,56 \text{ g}} \times 100 = 55\%$$

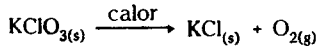
Problema 10

Una mezcla de Cloruro de Potasio y Clorato de Potasio se somete a un proceso de calentamiento energético para descomponer totalmente el Clorato de Potasio. Se observa una pérdida de peso en un 20 %. ¿Cuál es el porcentaje en peso de KClO_3 en la mezcla inicial?

P.A.(uma): K = 39 Cl = 35,5 O = 16

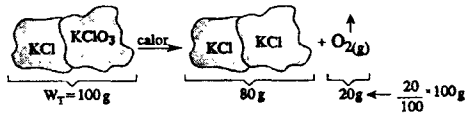
Resolución:

Quando se calienta la mezcla, sólo el KClO_3 sufre descomposición térmica según la siguiente reacción química:

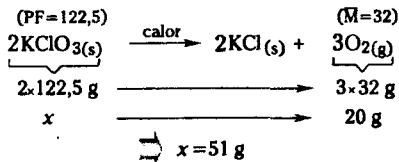


El KCl no se descompone térmicamente. Además el 20 % en peso que pierde la mezcla es el peso de $\text{O}_{2(g)}$ que se libera.

Asumiremos 100 g de mezcla. ($\text{KCl} + \text{KClO}_3$)



Calculemos el peso de KClO_3 que se ha descompuesto para producir exactamente 20 g de oxígeno.



Luego hallaremos el porcentaje en peso que representa el KClO_3 en la mezcla inicial:

$$\% W_{\text{KClO}_3} = \frac{W_{\text{KClO}_3}}{W_T} \times 100$$

Reemplazando valores tenemos:

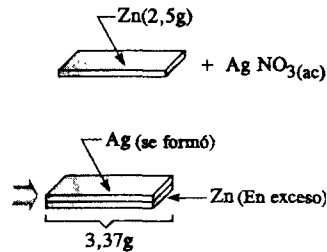
$$\% W_{\text{KClO}_3} = \frac{51 \text{ g}}{100 \text{ g}} \times 100 = 51 \%$$

Problema 11

Una cinta de Zinc de 2,5 g se coloca en una solución de AgNO_3 y se observa que se forma plata metálica en la superficie de la cinta. Después de cierto tiempo la cinta se extrae de la solución, se seca y su peso era 3,37 g. Calcular el peso de plata y zinc en la cinta, respectivamente.

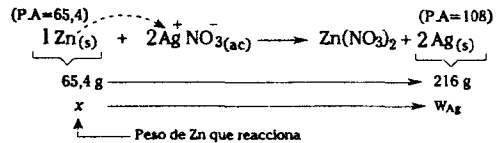
P.A. (uma): Zn=65,4 Ag=108 O=16

Resolución:



La reacción entre Zn y AgNO_3 es de desplazamiento simple.

Calculemos el peso de Ag formada



$$\Rightarrow W_{\text{Ag}} = 3,3 x$$

Por otro lado el peso de Zn que no reacciona será: $W_{\text{Zn}}(\text{exceso}) = 2,5 \text{ g} - x$

Luego sumando estas cantidades se tendrá el peso final de la cinta:

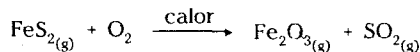
$$(2,5 \text{ g} - x) + 3,3x = 3,37 \text{ g} \Rightarrow x = 0,378 \text{ g}$$

$$\Rightarrow W_{\text{Zn}} = 2,5 \text{ g} - 0,378 \text{ g} = 2,12 \text{ g}$$

$$W_{\text{Ag}} = 3,3x = 3,3 \cdot 0,378 \text{ g} = 1,25 \text{ g}$$

Problema 12

Se calcinan 4 kg de un mineral que contiene 60% de FeS₂, según la siguiente reacción:



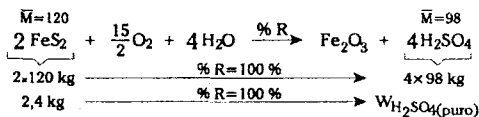
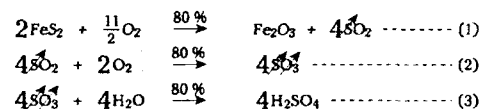
Luego el SO₂ se oxida a SO₃ y ésta se hace reaccionar con H₂O para obtener H₂SO₄ al 98% en peso. Si cada uno de los procesos químicos tiene una eficiencia de 80 % ¿Qué peso de H₂SO₄ se obtiene?

P.A. (uma): Fe=56 ; S=32 ; O=16 ; H=1

Resolución:

$$W_{\text{FeS}_2 \text{ (puro)}} = \frac{60}{100} \times 4 \text{ kg} = 2,4 \text{ kg}$$

Planteamos las ecuaciones de cada uno de los procesos químicos y sumamos convenientemente las tres ecuaciones y obtenemos la ecuación equivalente con la que realizamos los cálculos.



$$\Rightarrow W_{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{puro})} = 3,92 \text{ kg.}$$

La eficiencia total de los 3 procesos es el producto de las eficiencias en cada uno.

$$\% R(\text{total}) = 0,8 \times 0,8 \times 0,8 = 0,512 = 51,2 \%$$

$$\left. \begin{array}{l} 3,92 \text{ kg} \text{ --- } 100 \% \\ W_{\text{real}} \text{ --- } 51,2 \% \end{array} \right\}$$

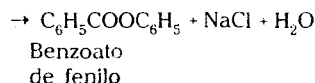
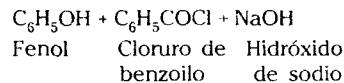
$$W_{\text{real}} = 2 \text{ kg (ácido puro)}$$

El peso de ácido impuro con 98 % pureza será:

$$W_{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{impuro})} = \frac{100}{98} \times 2 \text{ kg} = 2,05 \text{ kg}$$

Problema 13

El fenol, C₆H₅OH, se convierte en benzoato de fenilo, C₆H₅COOC₆H₅, por medio de la siguiente reacción.

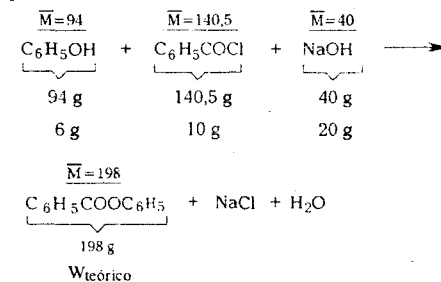


En una preparación específica, 6 g. de fenol se trataron con 10 g de Cloruro de Benzoilo y con 200 g de una solución de NaOH al 10 % en peso y se obtuvieron 10,55 g de benzoato de fenilo. Determinar el porcentaje de rendimiento para obtener el benzoato de fenilo.

P.A.(uma): C = 12 Cl = 35,5 Na = 23

Resolución:

Con los pesos dados de cada reactivo, hallaremos primero el reactivo limitante.



Determinemos el R.L. con la regla práctica

$$\frac{6}{94} = 0,06 ; \quad \frac{10}{140,5} = \underbrace{0,007}_{\text{menor}} ; \quad \frac{20}{40} = 0,5$$

$$\Rightarrow \text{R.L.: C}_6\text{H}_5\text{COCl}$$

Calculemos el peso teórico de benzoato de fenilo y luego la eficiencia.

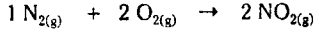
$$\left. \begin{array}{l} 140,5 \text{ g} \text{ --- } 198 \text{ g} \\ 10 \text{ g} \text{ --- } W_{\text{Teórico}} \end{array} \right\} W_{\text{Teórico}} = 14,09 \text{ g}$$

$$\therefore \% R = \frac{W_{\text{Real}}}{W_{\text{Teórico}}} \times 100 = \frac{10,55 \text{ g}}{14,09 \text{ g}} \times 100 = 74,87 \%$$

Problema 14

Se mezclan a las mismas condiciones de P y T, 80 L de O_2 con 50 L de N_2 . Luego de la reacción hasta el límite máximo posible se forma $NO_{2(g)}$. ¿Cuál es la composición volumétrica de los gases al final de la reacción, si P y T permanecen inalterables?

Resolución:



Teoría : 1 vol. — 2 vol. — 2 vol.

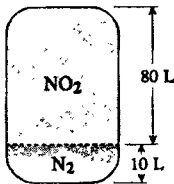
Prob. : 50 L — 80 L —

La relación sencilla de combinación volumétrica, según Gay-Lussac es:

$$\frac{V_{N_2}}{1} = \frac{V_{O_2}}{2} = \frac{V_{NO_2}}{2}$$

En base a esta relación concluimos que se combinarán 80 L de O_2 con 40 L de N_2 y formarán 80 L de NO_2 , entonces el exceso es 10 L de N_2 (50 L - 40 L)

La mezcla final esta formada por NO_2 producido y N_2 en exceso.



$$V_T = 80 \text{ L} + 10 \text{ L} = 90 \text{ L}$$

$$\% V_{NO_2} = \frac{80 \text{ L}}{90 \text{ L}} \times 100 = 88,8 \%$$

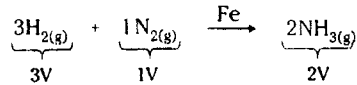
$$\% V_{N_2} = \frac{10 \text{ L}}{90 \text{ L}} \times 100 = 11,2 \%$$

Problema 15

En un reactor de contacto donde se produce amoníaco gaseoso, se introducen $N_{2(g)}$ y $H_{2(g)}$ en proporción estequiométrica, utilizando como catalizador hierro metálico. Se sabe que en un cierto momento se consume sólo el 20 % del volumen de N_2 inicial. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de NH_3 formado respecto a los gases finales?. Todas las medidas se han realizado a la misma P y T.

Resolución:

La reacción química es:



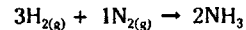
Asumiremos un volumen inicial de

$$V_{N_2} = 10 \text{ L} \Rightarrow V_{H_2} = 30 \text{ L}$$

Porque deben estar en la relación estequiométrica (1/3), según dato sólo reacciona el 20 % del vol. de $N_{2(g)}$

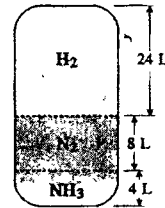
$$V_{N_2(\text{Reacciona})} = \frac{20}{100} \times 10 \text{ L} = 2 \text{ L}$$

$$V_{H_2(\text{Reacciona})} = 2 \times 3 = 6 \text{ L}$$



Inicial:	30 L	10 L	0
Reaccionan	6 L	2 L	-
Forma	-	-	4 L
Quedan al final	(30-6) L	(10-2) L	(0+4) L

La mezcla final tiene la siguiente composición

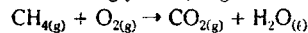


$$V_T = 24 \text{ L} + 8 \text{ L} + 4 \text{ L} = 36 \text{ L}$$

$$\% V_{NH_3} = \frac{4 \text{ L}}{36 \text{ L}} \times 100 = 11,11 \%$$

Problema 16

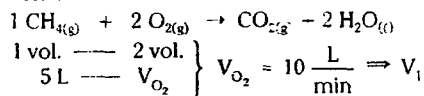
Si un fumador utiliza un encendedor que consume metano (CH_4) a 5 L/min medido a 775 mmHg y 27°C, según la reacción:



¿Qué volumen de oxígeno debe suministrarse por minuto a 730 mmHg y 30°C?

Resolución:

De acuerdo a la pregunta los cálculos se realizan para el tiempo de un minuto. A condiciones iniciales (1): $T_1 = 27^\circ\text{C} = 300\text{K}$. $P_1 = 775\text{ mmHg}$. Calculemos el volumen de O_2 a estas condiciones (V_1) según la ley de los volúmenes de combinación:



A condiciones finales (2) : $T_2 = 30^\circ\text{C} = 303\text{K}$, $P_2 = 730\text{ mmHg}$, calculemos el volumen de O_2 (V_2) aplicando la ecuación general de gases.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{775 \times 10}{300} = \frac{730 \times V_2}{303}$$

$$\Rightarrow V_2 = 10,7 \frac{\text{L}}{\text{min}}$$

Problema 17

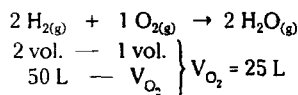
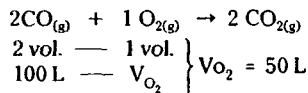
El gas de chimenea de una cámara de combustión poseen la siguiente composición molar: $\text{CO}_2 = 60\%$, $\text{CO} = 20\%$ y $\text{H}_2 = 10\%$; el resto N_2 . Si se somete a combustión completa 500 L de gas de chimenea ¿Qué volumen de aire con 21 % en volumen de O_2 se debe utilizar?

Resolución:

Se debe saber que los únicos gases combustibles de la mezcla que nos dan son $\text{CO}_{(g)}$ e $\text{H}_{2(g)}$. Además que $\% n = \% V$, en una mezcla gaseosa. Evaluemos el volumen de gases combustibles:

$$V_{\text{CO}} = \frac{20}{100} \times 500 \text{ L} = 100 \text{ L}$$

$$V_{\text{H}_2} = \frac{10}{100} \times 500 \text{ L} = 50 \text{ L}$$



El volumen total de oxígeno consumido en la combustión de gas de chimenea será

$$V_{\text{O}_2(\text{Total})} = 50 \text{ L} + 25 \text{ L} = 75 \text{ L}$$

Por dato:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{21}{100} \times V_{\text{Aire}} \Rightarrow V_{\text{Aire}} = \frac{100}{21} \times 75 \text{ L} = 357 \text{ L}$$

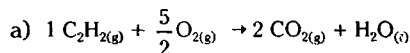
Problema 18

Hallar el volumen de aire necesario para quemar 20cm^3 de Acetileno (C_2H_2) y el porcentaje en volumen de CO_2 formado en la mezcla final a las mismas condiciones de presión y temperatura.

La composición volumétrica del aire:

$$\text{O}_2 = 21\%, \text{N}_2 = 78\%, \text{Ar} = 1\%$$

Resolución:



$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ vol.} \quad \text{---} \quad 2,5 \text{ vol.} \\ 20 \text{ cm}^3 \quad \text{---} \quad V_{\text{O}_2} \end{array} \right\} V_{\text{O}_2} = 50 \text{ cm}^3 = \frac{21}{100} \times V_{\text{Aire}}$$

$$\Rightarrow V_{\text{aire}} = 238 \text{ cm}^3$$

b) El volumen de $\text{N}_{2(g)}$ y $\text{Ar}_{(g)}$ en el aire es:

$$V_{(\text{N}_2 + \text{Ar})} = \frac{79}{100} \times 238 \text{ cm}^3 = 188 \text{ cm}^3$$

Por relación volumétrica, el volumen de CO_2 producido es:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ Vol. } (\text{C}_2\text{H}_2) \quad \text{---} \quad 2 \text{ Vol. } (\text{CO}_2) \\ 20 \text{ cm}^3 (\text{C}_2\text{H}_2) \quad \text{---} \quad V_{\text{CO}_2} \end{array} \right\} V_{\text{CO}_2} = 40 \text{ cm}^3$$

Calcularemos ahora el volumen total de la mezcla final:

$$V_{\text{total(gases finales)}} = \underbrace{V_{\text{N}_2} + V_{\text{Ar}}}_{188 \text{ cm}^3} + \underbrace{V_{\text{CO}_2}}_{40 \text{ cm}^3} = 228 \text{ cm}^3$$

La composición del CO_2 en la mezcla final será:

$$\% V_{\text{CO}_2} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_T} \times 100$$

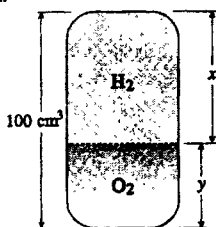
Reemplazando valores tenemos:

$$\% V_{\text{CO}_2} = \frac{40 \text{ cm}^3}{228 \text{ cm}^3} \times 100 = 17,54\%$$

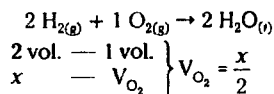
Problema 19

En un tubo graduado (eudiómetro) se tiene 100 cm^3 de una mezcla de hidrógeno y oxígeno a determinada presión y temperatura. Se hace estallar la mezcla y luego de volver los gases a las condiciones iniciales queda un volumen de 10 cm^3 de oxígeno. Hallar la composición de la mezcla gaseosa analizada.

Resolución:



La reacción de combustión es:



$$V_{\text{O}_2(\text{Exceso})} = \left(y - \frac{x}{2} \right)$$

Según datos:

$$y - \frac{x}{2} = 10 \text{ cm}^3 \quad \dots \quad (1)$$

$$x + y = 100 \text{ cm}^3 \quad \dots \quad (2)$$

Restando miembro a miembro las ecuaciones (2) y (1) tenemos:

$$(2) - (1): x + \frac{x}{2} = 90 \Rightarrow \frac{3x}{2} = 90$$

$$\Rightarrow x = 60 \text{ cm}^3 \quad \therefore y = 40 \text{ cm}^3$$

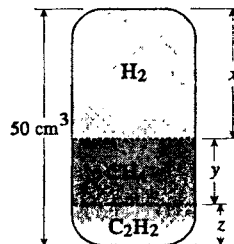
$$\% V_{\text{H}_2} = \frac{60 \text{ cm}^3}{100 \text{ cm}^3} \times 100 = 60 \% ; \% V_{\text{O}_2} = 40 \%$$

Problema 20

Se lleva a un eudiómetro 50 cm^3 de una mezcla de H_2 , CH_4 y C_2H_2 , y luego se agrega 75 cm^3 de oxígeno. Después de la combustión completa queda un volumen gaseoso de 44 cm^3 , el cual, al

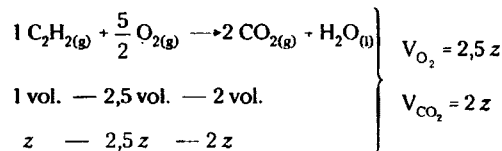
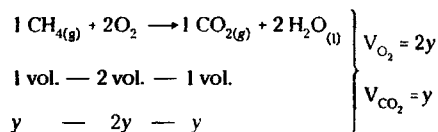
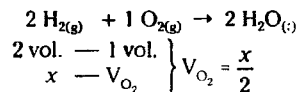
hacerlo pasar a través de una disolución de KOH se reduce a 16 cm^3 (que corresponde a oxígeno). Hallar la composición de esta mezcla gaseosa.

Resolución:

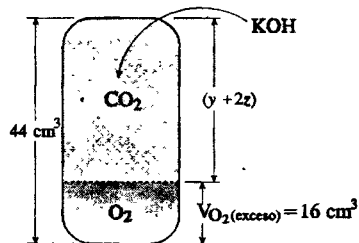


$$x + y + z = 50 \text{ cm}^3 \quad \dots \quad (1)$$

Las otras relaciones se obtendrán del análisis de las reacciones de combustión y los volúmenes datos:



Luego de la combustión tenemos:



Al añadir KOH , éste reacciona con CO_2 para formar K_2CO_3 y queda sólo el O_2 en exceso.

Por lo tanto el V_{CO_2} producido es:

$$y + 2z = (44 - 16) \text{ cm}^3$$

$$y + 2z = 28 \text{ cm}^3 \dots (2)$$

y el V_{O_2} reaccionante es:

$$\frac{x}{2} + 2y + 2,5z = (75 - 16) \text{ cm}^3$$

$$\frac{x}{2} + 2y + 2,5z = 59 \text{ cm}^3 \dots (3)$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones (1), (2) y (3), se halla:

$$x = 30 \text{ cm}^3 \quad y = 12 \text{ cm}^3 \quad z = 8 \text{ cm}^3$$

$$\% V_{CH_4} = \frac{12}{50} \times 100 = 24 \%$$

$$\% V_{C_2H_2} = \frac{8}{50} \times 100 = 16 \%$$

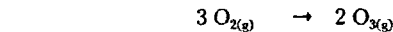
$$\% V_{H_2} = \frac{30}{50} \times 100 = 60 \%$$

Problema 21

Al producirse chispas eléctricas en el seno de un litro de oxígeno, el volumen se reduce a 976 cm^3 al medirlo en las mismas condiciones de presión y temperatura. Hallar el tanto por ciento de oxígeno que se ha transformado en ozono.

Resolución:

El O_2 por acción de las chispas eléctricas se transforma en O_3 , según:



R. volumétrica : 3 vol. 2 vol.

Cantidad inicial : 1000 cm^3

Reacciona : $3x$ ---

Forma : --- $2x$

Cant. final : $(1000 - 3x)$ $(0 + 2x)$

$$V_{O_2(g)} + V_{O_3(g)} = V_{\text{Total Final}}$$

$$(1000 - 3x) + (0 + 2x) = 976 \text{ cm}^3$$

$$x = 24 \text{ cm}^3 \Rightarrow 3x = 72 \text{ cm}^3$$

$$\% V_{O_2(\text{Transformado})} = \frac{72}{1000} \times 100 = 7,2 \%$$

Problema 22

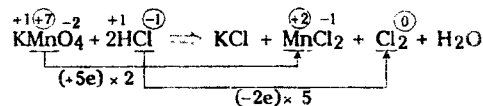
Se obtiene cloro a través de la siguiente reacción $KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

¿Qué peso de $KMnO_4$ se necesita para preparar 2,5 litros de cloro a condiciones normales con una eficiencia de 80 %?

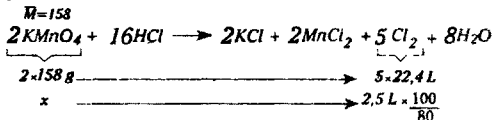
P.A. (u.m.a.): K = 39, Mn = 55, O = 16

Resolución:

Primero balanceamos la ecuación por Redox (en forma directa)



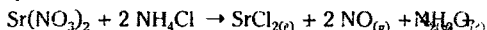
Luego de terminar el ajuste de la ecuación por tanteo, se plantea una relación estequiométrica peso-volumen.



$$\Rightarrow x = \frac{316 \times 2,5 \times 100}{5 \times 22,4 \times 80} = 8,8 \text{ g}$$

Problema 23

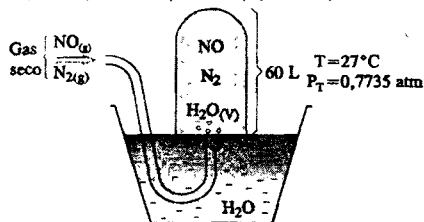
Los gases producidos en la siguiente reacción química:



se recogen en agua según se muestra en la figura ¿Qué cantidad de NH_4Cl se utilizó?

$$P_V^{27^\circ C} = 0,0355 \text{ atm}$$

P.A. (u.m.a.): N=14, Cl=35,5, O=16, H=1



Resolución:

 Por Dalton: $P_T = P_{g.s.} + P_V$

$$0,7735 \text{ atm} = P_{g.s.} + 0,0355 \text{ atm} \Rightarrow P_{g.s.} = 0,738 \text{ atm}$$

$$n_{T(g.s.)} = \frac{P_{g.s.} \times V_T}{RT} = \frac{0,738 \times 60}{0,082 \times 300} = 1,8 \text{ mol}$$

$$n_{N_2} + n_{NO} = 1,8 \text{ mol} \dots (I)$$

De la ecuación balanceada:

$$\frac{n_{N_2}}{n_{NO}} = \frac{1}{2} \Rightarrow n_{NO} = 2 n_{N_2}$$

Reemplazando en (I)

$$n_{N_2} + 2 n_{N_2} = 1,8 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow n_{N_2} = 0,6 \text{ mol y } n_{NO} = 1,2 \text{ mol}$$

Por estequiometría, a partir de la ecuación balanceada tenemos:

$$n_{NH_4Cl} = n_{NO} = 1,2 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow W_{NH_4Cl} = n \bar{M} = 1,2 \times 53,5 = 64,2 \text{ g}$$

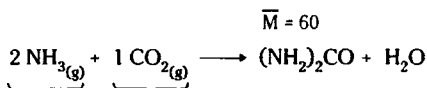
Rpta: B

Problema 24

 La úrea, $(NH_2)_2CO$, se usa como fertilizante y en la industria de polímeros. Se prepara mediante la reacción de $NH_3(g)$ y $CO_2(g)$, produciéndose además agua.

 Se mezclan $0,5 \text{ m}^3$ de NH_3 con 300 L de O_2 a $227^\circ C$ y $4,1 \text{ atm}$. cada uno. ¿Qué peso de úrea se obtiene si el porcentaje de rendimiento es 75%?

P.A. (u.m.a): N = 14, C = 12, O = 16, H = 1.

Resolución:


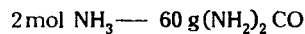
$$2 \text{ vol.} \quad \text{---} \quad 1 \text{ vol.} \quad \leftarrow \text{Teoría}$$

$$500 \text{ L} \quad \text{---} \quad 300 \text{ L} \quad \leftarrow \text{Dato}$$

 Según la ley de Gay-Lussac, 500 L de NH_3 reaccionarán con 250 L de CO_2 , entonces hay un volumen en exceso = $300 \text{ L} - 250 \text{ L} = 50 \text{ L}$ (CO_2). El reactivo limitante es NH_3 y trabajamos con él para calcular la cantidad de producto.

$$n_{NH_3} = \frac{PV}{RT} = \frac{4,1 \times 500}{0,082 \times 500} = 50 \text{ mol}$$

De la ecuación balanceada:

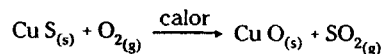
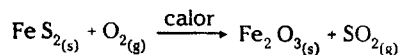


$$W_{\text{úrea}} = 1500 \text{ g (peso teórico)}$$

Como el % rendimiento es 75 % se tiene:

$$W_{\text{úrea}} = \frac{75}{100} \times 1500 \text{ g} = 1125 \text{ g (peso real)}$$

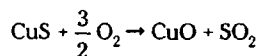
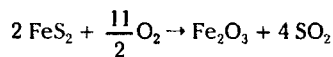
Problema 25

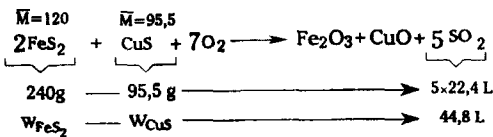
 A un mineral cuyo peso es 180 g contiene FeS_2 y CuS , se le somete a un proceso de tostación, ocurriendo las reacciones químicas siguientes

 Se obtuvo así $44,8 \text{ L}$ de SO_2 a C.N. Calcular el porcentaje de pureza de la muestra y el peso de aire consumido. La composición volumétrica de aire es 21 % de O_2 y 79 % de N_2 . $\bar{M}_{\text{aire}} = 29 \text{ u.m.a}$

P.A. (u.m.a): Cu = 63,5, Fe = 56, S = 32.

Resolución:

a) Sumamos las ecuaciones convenientemente balanceados para obtener así una ecuación equivalente





$$W_{\text{FeS}_2} = \frac{240 \times 44,8}{5 \times 22,4} = 96 \text{ g}$$

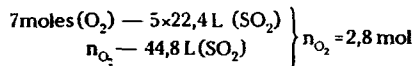
$$W_{\text{CuS}} = \frac{95,5 \times 44,8}{5 \times 22,4} = 38,2 \text{ g}$$

$$W_{\text{pureza}} = W_{\text{FeS}_2} + W_{\text{CuS}} = 96 \text{ g} + 38,2 \text{ g} = 134,2 \text{ g}$$

$$\rightarrow \% \text{ Pureza} = \frac{134,2\text{g}}{180\text{g}} \times 100 = 74,56 \%$$

- b) Calculemos los moles de O₂ y luego los moles de aire teniendo en cuenta que
 $\% V_{\text{O}_2} = \% n_{\text{O}_2} = 21 \%$

De la ecuación equivalente balanceada:



$$n_{\text{O}_2} = \frac{21}{100} \times n_{\text{Aire}} \Rightarrow n_{\text{Aire}} = \frac{100 \times 2,8}{21} = 13,34 \text{ mol}$$

$$W_{\text{Aire}} = n_{\text{Aire}} \overline{M}_{\text{Aire}} = 13,34 \times 29 = 386,86 \text{ g}$$

Problema 26

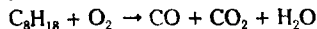
Cuando se queman 1,14 kg de octano, C₈H₁₈, con una determinada cantidad de aire, se obtiene un producto de combustión cuya composición en volumen es:

CO₂ = 41,17 %, CO = 5,88 % y H₂O_{vapor} = 52,95 %
 ¿Cuál será el peso de aire requerido en kilogramos, sabiendo que está compuesto de 21 % de O₂ y 79 % de N₂, en volumen y que su peso molecular promedio es 28,8 u.m.a?

P.A. (u.m.a): C = 12; H = 1; N = 14; O = 16

Resolución:

De acuerdo al enunciado, la ecuación química para la combustión incompleta del octano es:



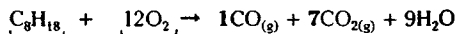
Para balancear los átomos de carbono, nos guiamos de los datos de composición volumétrica de la mezcla producida y teniendo en cuenta % volumétrico = % molar. Asumiremos 100 moles de esta mezcla como un artificio, entonces tenemos: 41,17 moles de CO₂, 5,88 moles de CO y 52,94 moles de vapor de H₂O.

Se observa que:

$$\frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{CO}}} = \frac{41,17 \text{ mol}}{5,88 \text{ mol}} = \frac{7}{1} \left\{ \begin{array}{l} \text{Relación} \\ \text{Molar} \end{array} \right.$$

Luego se balancea la ecuación química y se plantea una relación estequiométrica peso-mol

$$\overline{M} = 114$$



$$\begin{array}{l} 114 \text{ kg} - 12 \text{ mol} - \text{kg} \\ 1,14 \text{ kg} - ? \end{array}$$

$$n_{\text{O}_2} = 0,12 \text{ mol} - \text{kg}$$

Pero el O₂ sólo es el 21 % del aire.

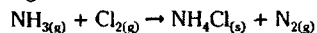
$$\Rightarrow n_{\text{Aire}} = \frac{100}{21} \times 0,12 = 0,57 \text{ mol} - \text{kg}$$

$$\therefore W_{\text{Aire}} = n \times \overline{M}_{\text{Aire}} = 16,4 \text{ kg}$$

Hemos utilizado el concepto de molécula kilogramo (que es peso molecular expresado en kilogramos) porque el dato está en kg.

Problema 27

El cloro reacciona con el amoníaco de la siguiente manera:



¿Qué peso de dióxido de manganeso se necesitará para obtener el cloro capaz de producir 100 litros de nitrógeno a C.N.?

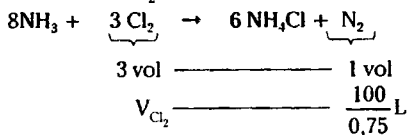


Las reacciones indicadas tienen 75 % y 80 % de eficiencia respectivamente

P.A.(u.m.a): Mn = 55 Cl = 35,5 O = 16

Resolución:

Calculemos el volumen del cloro que produce 100 litros de N₂



$$\Rightarrow V_{\text{Cl}_2} = 400 \text{ L}$$

Finalmente calculamos el peso de MnO₂ que produce 400 L de Cl₂ a C.N.



$$\begin{array}{r} 87 \text{ g} \text{ ————— } 22,4 \text{ L} \\ W \text{ ————— } \frac{400}{0,8} \text{ L} \end{array}$$

$$\Rightarrow W = 1942 \text{ g}$$

Problema 28

Se hizo un análisis de aire que se respira en la ciudad de Lima, contiene sólo 14 por 100 de oxígeno, si introducimos un litro de este aire debajo de una campana hidroneumática y quemamos un trozo de fósforo, ¿cuál será el peso de P₂O₅ formado a condiciones normales si la eficiencia es el 80 %? Si los gases remanentes (insolubles en agua) que constituyen 33,5 milimoles, se hace pasar por agua a 27°C, ¿cuál es la presión del gas recogido?

$$P_{V^{27^\circ\text{C}}} = 26,7 \text{ mmHg}$$

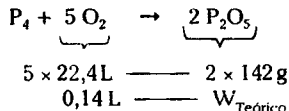
P.A.(u.m.a): P = 31 O = 16

Resolución:

En 1 000 cm³ de aire hay:

$$\frac{14}{100} \times 1\,000 \text{ cm}^3 = 140 \text{ cm}^3 \text{ de O}_2$$

Esta cantidad de O₂ reacciona con el fósforo, según:



$$\Rightarrow W_{\text{teórico}} = 0,355 \text{ g}$$

$$\therefore W_{\text{Real}} = \frac{80}{100} \times 0,355 \text{ g} = 0,284 \text{ g}$$

El volumen de gases remanentes será:

$$1\,000 \text{ cm}^3 - 140 \text{ cm}^3 = 860 \text{ cm}^3 = 0,86 \text{ L}$$

Por dato: n = 0,0335 moles T = 300 K

Hallemos la presión de gas seco:

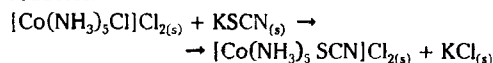
$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,0335 \times 62,4 \times 300}{0,86} = 730 \text{ mmHg}$$

Luego la presión de gas húmedo saturado será:

$$P_T = 730 + 26,7 = 756,7 \text{ mmHg}$$

Problema 29

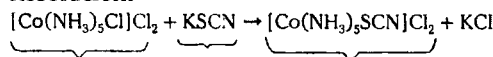
en el laboratorio de química de la Asociación ADUNI, un estudiante desea obtener 25 g del compuesto [Co(NH₃)₅SCN]Cl₂ por medio de la reacción:



Se le dice que utilice un 50 por 100 de exceso de KSCN, y que el rendimiento sea del 85 por 100. ¿Cuántos gramos de cada reactivo debe utilizar?

P.A.(u.m.a): K=39 S=32 C=12 N=14 Co=59

Resolución:



$$\begin{array}{r} 250,5 \text{ g} \text{ ————— } 97 \text{ g} \text{ ————— } 273 \text{ g} \\ x \text{ ————— } y \text{ ————— } \left(\frac{25 \text{ g}}{0,85} \right) \end{array}$$

$$\text{Efectuando: } x = 27 \text{ g} \quad y = 10,45 \text{ g}$$

Estas cantidades son las que se combinaron teóricamente. Además el reactivo limitante (R.L) y reactivo en exceso (R.E.) son datos, luego las cantidades ha utilizar serán:

$$\text{RE: KSCN} = 10,45 \text{ g} + \frac{50}{100} \times 10,45 \text{ g} = 15,675 \text{ g}$$

$$\text{RL: [Co(NH}_3)_5\text{Cl]Cl}_2 = 27 \text{ g}$$

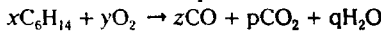
Problema 30

En una vasija previamente evacuada se pone una mezcla de n-hexano (C₆H₁₄) gaseoso y O₂ gaseoso a 297°C, siendo la presión en el interior de la vasija de 340 torr. Después de hacer saltar una chispa y producir la combustión, la mezcla reacciona completamente para formar CO, CO₂ gaseosos y vapor. La presión total ejercida por los productos gaseosos en la vasija es de 520 torr y la temperatura permanecía constante. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones describe la reacción que tuvo lugar?

- A) C₆H₁₄ + 8 O₂ → 3 CO + 3 CO₂ + 7 H₂O
- B) C₆H₁₄ + 7 O₂ → 5 CO + CO₂ + 7 H₂O
- C) 2 C₆H₁₄ + 17 O₂ → 4 CO + 8 CO₂ + 14 H₂O
- D) 2 C₆H₁₄ + 15 O₂ → 8 CO + 4 CO₂ + 14 H₂O
- E) C₆H₁₄ + 9 O₂ → CO + 5 CO₂ + 7 H₂O

Resolución:

Sea la ecuación química que representa la combustión incompleta:

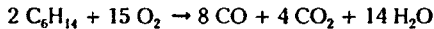


La mezcla inicial (C₆H₁₄ + O₂) y la mezcla final (CO + CO₂ + H₂) poseen igual volumen e igual temperatura, por lo tanto sus presiones deben ser proporcionales a sus moles:

$$\frac{x + y}{z + p + q} = \frac{340}{520} = \frac{17}{26}$$

$$\Rightarrow x + y = 17 ; z + p + q = 26$$

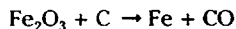
Observando la alternativa, la que cumple las relaciones anteriores es:



Rpta: D

Problema 31

Un kilogramo de mineral contiene hematita y se trata frente al carbono según la reacción:



Se obtienen 420 g de hierro donde la eficiencia de la reacción es del 75 %.

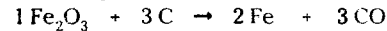
Determinar el porcentaje de pureza en el mineral P.A. (u.m.a.): Fe = 56 , O = 16

Resolución:

Se determina el peso de hierro al 100 % de rendimiento

$$\left. \begin{array}{l} 420 \text{ g} \text{ --- } 75 \% \\ x \text{ --- } 100 \% \end{array} \right\} x = 560 \text{ g}$$

Por estequiometría

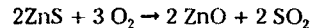


$$\left. \begin{array}{l} 160 \text{ g} \text{ --- } 112 \text{ g} \\ W \text{ --- } 560 \text{ g} \end{array} \right\} w = 800 \text{ g}$$

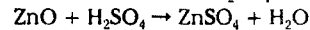
$$\text{Luego: } \% \text{ pureza} = \frac{800 \text{ g}}{1000 \text{ g}} \times 100 \% = 80 \%$$

Problema 32

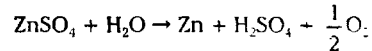
La principal mena del zinc es ZnS. La mena se concentra por flotación y luego se calienta en aire, que convierte el ZnS en ZnO.



El ZnO se trata entonces con H₂SO₄ diluido.



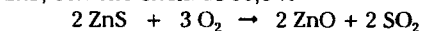
El ZnSO₄ se electroliza para producir zinc metálico.



¿Qué masa de Zn se obtendrá de una mena que contiene 225 kg de ZnS?. El proceso de flotación se hace con 90,6 % de eficiencia, la etapa de electrólisis con 98,2 % y las otras etapas con 100 %. P.A. (u.m.a): Zn = 65, S = 32, O = 16

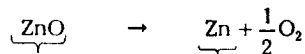
Resolución:

Calculemos el peso de ZnO a partir de 225 kg de ZnS, con eficiencia de 90,6 %



$$\left. \begin{array}{l} 2 \times 97 \text{ g} \text{ --- } 2 \times 81 \text{ g} \\ \frac{90,6}{100} (225 \text{ kg}) \text{ --- } y \end{array} \right\} y = 170,2 \text{ kg}$$

Para relacionar este peso hallado con el peso de zinc, sumemos miembro a miembro las dos últimas ecuaciones y obtenemos la siguiente reacción equivalente con 98,2 % de eficiencia.



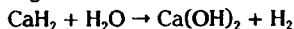
$$\left. \begin{array}{l} 81 \text{ g} \text{ --- } 65 \text{ g} \\ \frac{98,2}{100} (170,2 \text{ kg}) \text{ --- } y \end{array} \right\} y = 134 \text{ kg}$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

En un proceso químico se combinan 5,6 g de nitrógeno con 6,4g de oxígeno para dar 12,0 g de óxido nítrico. En otro proceso se combinan 6,4 g de nitrógeno y 11,2 g de oxígeno pero se obtienen 18,0 g de óxido nítrico y 1,6 g de oxígeno sin combinar. ¿Qué ley estequiométrica se está cumpliendo?

- A) Ley de proporciones múltiples
- B) Ley de proporciones constantes
- C) Ley de proporciones recíprocas
- D) Ley de conservación de masa
- E) Ley de Gay-Lussac

Un mineral que contiene hidruro de calcio al 42 % en masa, se trata con 210 g de agua según la reacción:

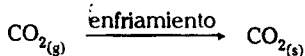
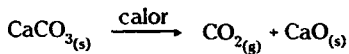


¿Qué peso de hidróxido de calcio se obtiene con 80 % de eficiencia y cuál es el peso del mineral?

P.A. (u.m.a) : Ca = 40, O = 16, H = 1

- A) 316 ; 480 g B) 416 ; 560 g C) 270 ; 618 g
- D) 345 ; 583 g E) 296 ; 388 g

Las reacciones involucradas en el proceso de fabricación de hielo seco, ($\text{CO}_2(\text{s})$), a partir de la caliza son:



El peso de caliza (en toneladas) que se requiere para preparar 5 toneladas de hielo seco en un proceso cuya eficiencia es del 75 %, será:

(P.A. (u.m.a): Ca = 40, O = 16, C = 12)

- A) 8,2 B) 10,3 C) 12,1
- D) 18,5 E) 15,2

4. Al tratar por tostación una muestra de carbonato de Zinc, se produce 11,2 L de CO_2 a condiciones normales. ¿Qué cantidad de óxido de zinc debe producirse? P.A. (u.m.a): Zn = 65, O = 16

- A) Unos 80 g B) Alrededor de 1mol
- C) Más de 100 g
- D) 0,8 moles E) 40,5 g

5. ¿Qué volumen de oxígeno, medido a 750 mmHg y a 28°C, se necesita para completarse la combustión de 48 g de CO? P.A. (u.m.a) : C = 12, O = 16

- A) 14,10 L B) 10,5 L C) 21,53 L
- D) 43, 16 L E) 28, 32 L

6. Para obtener por síntesis química 51 g de amoníaco, (NH_3), fue necesario emplear 20 % en exceso de hidrógeno y 10 % en exceso de nitrógeno. ¿Qué cantidades se han usado de estas sustancias?

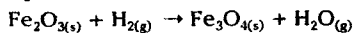
P.A. (u.m.a): N=14, H = 1

- A) 5,4 g de H_2 B) 2,2 moles de H_2
- C) 5,4 moles de H_2
- D) 23,1 g de N_2 E) 3,2 moles de N_2

7. Se hace pasar una mezcla de CH_4 y C_2H_4 sobre CuO al rojo, y recogemos 0,600 g de H_2O y 1,185 g de CO_2 . ¿Cuál será la composición volumétrica de la mezcla inicial, si la combustión fue completa?

- A) $\text{CH}_4 = 58,88 \%$ B) $\text{CH}_4 = 50 \%$
 $\text{C}_2\text{H}_4 = 41,2 \%$ $\text{C}_2\text{H}_4 = 50 \%$
- C) $\text{CH}_4 = 33,3 \%$
 $\text{C}_2\text{H}_4 = 66,6 \%$
- D) $\text{CH}_4 = 38,3 \%$ E) $\text{CH}_4 = 36,3 \%$
 $\text{C}_2\text{H}_4 = 64,2 \%$ $\text{C}_2\text{H}_4 = 63,7 \%$

8. Una muestra mineral de hierro que pesa 1,00 g contiene únicamente Fe_3O_4 y Fe_2O_3 . Por un tratamiento controlado del Fe_2O_3 con H_2 ocurre la reacción siguiente:



cuando la muestra es tratada de esta manera, el peso de sólido resultante es 0,970 g: ¿Qué peso de Fe_2O_3 estaba presente en la mezcla original?

P.A. (u.m.a): Fe = 56, O = 16

- A) 0,493 g B) 0,508 g C) 0,900 g
D) 0,970 g E) 0,985 g

9. Para liberar por reducción el cobre de 6,39 g. de CuO , se necesita hidrógeno. ¿Cuántos gramos de Zn deben tratarse con H_2SO_4 diluido, para obtener el volumen necesario de hidrógeno?

P.A. (u.m.a): Zn = 65,38, Cu = 63,54

- A) 6,42 g B) 5,23 g C) 4,52 g
D) 6,5 g E) 3,54 g

10. Si se quemó una muestra de sulfuro de metilo (CH_3)₂S, y el azufre fue precipitado como 1,874 g de BaSO_4 ¿Qué peso de muestra original se trató? y ¿qué peso de CO_2 se formó?. El producto de la combustión del azufre fue SO_3 .

P.A. (u.m.a): Ba = 137, S=32, C=12, O=16

- A) 0,48 g ; 0,282 g B) 0,624 g; 0,544 g
C) 0,498 g ; 0,707 g
D) 0,895 g ; 0,324 g E) 0,700 g; 0,500 g

11. Encuentre la cantidad de gramos de peróxido de sodio, (Na_2O_2), que debe agregarse al agua para obtener 63,2 L de O_2 seco medidos a 27°C y 766,7 mmHg.

P.A. (u.m.a): Na = 23, O = 16

- A) 502 g B) 612 g C) 312 g
D) 404 g E) 608 g

12. ¿Cuántos gramos de carburo de calcio, (CaC_2), cuya pureza es de 90 % deben agregarse al agua para preparar 41,4 L de acetileno (C_2H_2)? El gas se recoge sobre agua a 32°C y 760,4 torr.

$$P_v^{32^\circ\text{C}} = 35,7 \text{ mmHg}$$

P.A.(u.m.a): Ca = 40 , C = 12

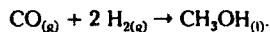
- A) Más de 112 g
B) Menos de 100 g
C) Entre 110 y 115 g
D) Entre 100g y 105 g
E) Faltan datos

13. El gas venenoso HCN se puede neutralizar haciéndolo pasar por una solución de NaOH, en donde se formará NaCN y agua. ¿Qué volumen de HCN a 25°C y 746 torr. puede neutralizarse con 200 ml de NaOH al 10% en peso y densidad 1,109 g/mL?

P.A. (u.m.a): Na = 23, O = 16

- A) 13,8 L B) 14,0 L C) 15,0 L
D) 12,7 L E) 11,7 L

14. El alcohol metílico se prepara según la siguiente reacción:



¿Qué volumen de CH_3OH (D = 0,729 g/mL) puede prepararse al tratar 487,2 L de CO y 975 L de H_2 , estando ambos gases secos a 20°C y 750 mmHg?

P.A. (u.m.a): C = 12, H = 1, O = 16

- A) 744 mL B) 648 mL C) 944 mL
D) 877 mL E) 1040 mL

15. Se trató una muestra de 20 g de magnesio con ácido clorhídrico y el H_2 resultante se desecó y se hizo reaccionar con 16,14 L de N_2 . ¿Qué volumen de NH_3 se formó, si la eficiencia de la reacción es 80 % y todo el proceso se desarrolla a C.N.?
P.A. (u.m.a): Mg = 24,3
- A) 10,2 L B) 8,2 L C) 9,9 L
D) 7,2 L E) 12,4 L
16. Calcular la cantidad de caliza cuya riqueza en carbonato de calcio es de 85,3 %, que se necesita para obtener por reacción con exceso de ácido clorhídrico, 10 L de dióxido de carbono medidos a 18°C y 752 mmHg.
 $CaCO_3 + HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_{2(g)} + H_2O$
- A) 48,60 g B) 52,40 g C) 62,40 g
D) 38,48 g E) 58,4 g
17. Por acción del agua sobre el carburo de aluminio, Al_4C_3 , se obtiene metano, CH_4 . Calcular el volumen de este gas, medido sobre agua a 16°C y 736 mmHg que obtendremos, suponiendo una pérdida del 1,8 %, a partir de 3,2 g. de carburo de aluminio con 91,3% de pureza. La presión de vapor de agua a 16°C es 13,6 mmHg.
 $Al_4C_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + CH_4$
P.A. (u.m.a): Al = 27, C = 12
- A) 1,84 L B) 2,4 L C) 0,94 L
D) 1,2 L E) 1,4 L
18. Se hace estallar un cierto volumen de una mezcla de hidrógeno y oxígeno. El gas residual, que es oxígeno, al volver a las mismas condiciones de presión y temperatura ocupa una cuarta parte del volumen primitivo. Calcular la composición de aquella mezcla.
- A) $H_2 = 40\%$; $O_2 = 60\%$
B) $H_2 = 30\%$; $O_2 = 70\%$
C) $H_2 = 70\%$; $O_2 = 30\%$
D) $H_2 = 50\%$; $O_2 = 50\%$
E) $H_2 = 80\%$; $O_2 = 20\%$
19. A 100 cm^3 de una mezcla gaseosa de hidrógeno y amoníaco se añaden 100 cm^3 de oxígeno. Luego se la hace reaccionar y al volver a las condiciones primitivas queda un residuo de 70 cm^3 de una mezcla de nitrógeno y oxígeno. Hallar la composición de la mezcla inicial.
- A) $H_2 = 30\%$; $NH_3 = 70\%$
B) $H_2 = 20\%$; $NH_3 = 80\%$
C) $H_2 = 40\%$; $NH_3 = 60\%$
D) $N_2 = 50\%$; $NH_3 = 50\%$
E) $N_2 = 60\%$; $NH_3 = 40\%$
20. Se hace estallar 200 cm^3 de una mezcla gaseosa formada por vapor de éter ($C_4H_{10}O$), hidrógeno y oxígeno. Después de la combustión queda un volumen de 95 cm^3 , el cual se reduce a 15 cm^3 después de tratarlo con potasa cáustica. Calcular la composición molar de la mezcla primitiva.
- A) $C_4H_{10}O = 10\%$; $H_2 = 15\%$; $O_2 = 75\%$
B) $C_4H_{10}O = 20\%$; $H_2 = 25\%$; $O_2 = 55\%$
C) $C_4H_{10}O = 15\%$; $H_2 = 10\%$; $O_2 = 75\%$
D) $C_4H_{10}O = 20\%$; $H_2 = 30\%$; $O_2 = 50\%$
E) $C_4H_{10}O = 30\%$; $H_2 = 30\%$; $O_2 = 40\%$
21. En un frasco reaccionan agua y Na_2O_2 ; en otro se hace reaccionar H_2SO_4 acuoso con magnesio. Se toman 10 cm^3 de cada uno de los gases secos producidos en dichas reacciones y se introducen en un eudiómetro que tiene 2 cm^2 de sección. Hallar cuánto se elevará en el eudiómetro el nivel del mercurio y qué gas residual quedará.
- A) 4,5 cm ; H_2 B) 6,5 cm ; O_2
C) 5,5 cm ; H_2
D) 2,5 cm ; O_2 E) 8,5 cm ; O_2

22. Cuando se quema en atmósfera de oxígeno una mezcla de CS_2 y CH_4 da a su vez una mezcla de H_2O , CO_2 y SO_2 , en la cual las presiones parciales del SO_2 y CO_2 son 400 mmHg y 500 mmHg respectivamente. La mezcla de H_2O , SO_2 y CO_2 reduce 0,2 moles de KClO_3 a Cl^- , siendo el SO_2 oxidado a SO_4^{2-} . Hallar la masa de la mezcla inicial.
P.A.(uma): C=12 S=32 H=1
- A) 30,0 g B) 42,1 g C) 27,6 g
D) 22,5 g E) 25,5 g
23. Calcular la pureza de una muestra de carburo de calcio, sabiendo que al tratar 2056 mg de carburo con agua se obtiene 656 cm^3 de acetileno medidos sobre agua a 22°C y 748 mmHg. La eficiencia de la reacción fue de 85 %.
 $P_v^{22^\circ\text{C}} = 19,8 \text{ mmHg}$
P.A.(uma): Ca=40 C=12
- A) 90 % B) 60,5 % C) 75,4 %
D) 95 % E) 89 %
24. A un cierto volumen de una mezcla de monóxido de carbono y acetileno se añaden 100 cm^3 de oxígeno, se hace arder la mezcla y al volver a las mismas condiciones de presión y temperatura, queda un volumen de 105 cm^3 , que después de pasar a través de una disolución de KOH se reduce a 35 cm^3 . Hallar el volumen de la mezcla analizada y el porcentaje en volumen de acetileno.
- A) 50 cm^3 ; 40 % B) 60 cm^3 ; 30 %
C) 50 cm^3 ; 60 %
D) 60 cm^3 ; 40 % E) 70 cm^3 ; 55 %
25. Hallar el volumen de hidrógeno medido sobre agua a 25°C y 750 mmHg que se desprende al calentar 1,52 g de silicio con disolución de soda cáustica, formándose también ortosilicato de sodio. El porcentaje de rendimiento es de 90 %
 $P_v^{25^\circ\text{C}} = 23,8 \text{ mmHg}$
P.A.(u.m.a): Si=28 Na=23 O=16
- A) 2,77 L B) 3,45 L C) 1,84 L
D) 2,50 L E) 4,5 L
26. Se trata una muestra de giobertita, cuya riqueza en MgCO_3 es del 93 % que se necesita para obtener 4 litros de CO_2 a 12°C y 743 mmHg con ácido clorhídrico en exceso y eficiencia de 80 %.
P.A.(uma): Mg=24,3 C=12 O=16
- A) 18,9 g B) 16,72 g C) 15,6 g
D) 29,5 g E) 14,5 g
27. A 100 cm^3 de una mezcla gaseosa de sulfuro de carbono y monóxido de carbono se agregan 155 cm^3 de oxígeno. Después de hacer estallar la mezcla queda un volumen de 200 cm^3 . Se pide calcular el porcentaje en volumen de monóxido de carbono en la mezcla inicial y porcentaje en volumen de dióxido de carbono en la mezcla final.
- A) 80 % ; 40 % B) 90 % ; 50 %
C) 70 % ; 60 %
D) 30 % ; 60 % E) 40 % ; 70 %
28. Se tiene 50 cm^3 de una mezcla de H_2 , CO y CH_4 se somete a combustión completa luego de agregar 58 cm^3 de oxígeno. Después de la combustión quedan 50 cm^3 de una mezcla cuya composición volumétrica es $\text{CO}_2=70\%$ y $\text{O}_2=30\%$. Hallar la composición en volumen de H_2 y CH_4 en la mezcla inicial?
- A) 10 % ; 20 % B) 20 % ; 22 %
C) 30 % ; 24 %
D) 28 % ; 18 % E) 12 % ; 23 %

29. En la gasolina de 100 octanos para aviación se usa 4 cm³ de tetraetilo de plomo, (C₂H₅)₄Pb, de peso específico 1,66 g/cm³, por galón de producto. Este producto se obtiene mediante la siguiente ecuación.



¿Cuántos gramos de C₂H₅Cl con 70 % de pureza son necesarios para producir suficiente plomo tetraetílico para 1 000 galones de gasolina?

P.A. (u.m.a): Pb = 207, Cl=35,5

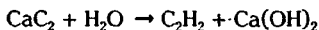
- A) 7 577 g B) 8 431 g C) 6 482 g
D) 7 245 g E) 5 671 g

30. En la combustión completa de un hidrocarburo parafínico gaseoso la contracción volumétrica es 7/15. A partir de un número de moles de CO₂ igual a la atomicidad del hidrocarburo, ¿qué volumen de O₂ húmedo con H.R. = 90 % se obtiene a 25°C y presión barométrica igual a 768 mmHg, con eficiencia de 75 %, mediante la reacción de fotosíntesis?

$$P_v^{25^\circ\text{C}} = 23,8 \text{ mmHg}$$

- A) 353,1 L B) 250,4 L C) 230,6 L
D) 272,5 L E) 261,5 L

31. El gas acetileno se obtiene tratando el carburo calcio con agua, según la siguiente reacción:



Calcular el número de horas de servicio que se pueden conseguir con 0,454 kg de carburo en una lámpara acetileno que quema 56,64 litros de gas por hora a una temperatura de 75°F y presión de 743 torr.

- A) 4,20 B) 3,11 C) 2,45
D) 6,20 E) 5,20

32. En la fijación del nitrógeno por un proceso de arco, se pasa aire a través de un arco eléctrico aplanado magnéticamente. Parte del nitrógeno se oxida a NO, que al enfriarse se oxida a NO₂. Del NO₂ formado, el 66 % se asocia como N₂O₄ a 26°C. Los gases se pasan entonces a torres de absorción con agua, en donde se forma ácido nítrico según la siguiente reacción:



El NO liberado en esta reacción se vuelve a oxidar en parte para formar más ácido nítrico.

En la operación de tal planta industrial ha sido posible producir gases del horno de arco en los que el NO, mientras está caliente, se encuentra en un 2 % en volumen. Los gases se enfrían a 26°C a la presión de 705 mmHg antes de entrar en el aparato de absorción. Se pide calcular el peso de HNO₃ formado por cada 28 320 litros de gas que entra en el sistema de absorción si la conversión a ácido nítrico del nitrógeno es 85 %

- A) 1,24 kg B) 1,84 kg C) 2,4 kg
D) 1,54 kg E) 3,12 kg

33. Con los datos del problema anterior se pide calcular las presiones parciales de NO₂ y N₂O₄ en el gas que entra en el aparato de absorción. Tener en cuenta que el aire que entra en el horno era de composición atmosférica media.

- A) NO₂ = 5,19 mmHg
N₂O₄ = 5,04 mmHg
B) NO₂ = 5,41 mmHg
N₂O₄ = 6,21 mmHg
C) NO₂ = 4,84 mmHg
N₂O₄ = 4,94 mmHg
D) NO₂ = 10,42 mmHg
N₂O₄ = 10,81 mmHg
E) NO₂ = 7,02 mmHg
N₂O₄ = 7,15 mmHg

34. En las reacciones:
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- ¿Cuántos gramos de dicromato potásico son equivalentes a 5,0 gramos de permanganato potásico?
 P.A.(u.m.a): K = 39 , Cr = 52 , Mn = 55
 S = 32 , O = 16
- A) Menor a 5 g
 B) Mayor a 12 g
 C) Entre 7 y 9 gramos
 D) Entre 5 y 6 gramos
 E) Entre 6 y 7 gramos

35. La nitroglicerina es un explosivo muy potente su descomposición se puede representar por:
 $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 \rightarrow \text{N}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
 Esta reacción genera una gran cantidad de calor y muchos productos gaseosos. La veloz formación de estos gases, así como su rápida expansión, es lo que causa la explosión. Se obtuvo 6,55 g de O_2 a partir de 2×10^2 g de nitroglicerina. ¿Cuál es la eficiencia para producir oxígeno?
- A) 90 % B) 78 % C) 65 %
 D) 82 % E) 93 %

36. Una de las reacciones que se lleva a cabo en un alto horno en el cual el mineral de hierro se convierte en hierro fundido, es:
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
 Se obtuvieron $1,64 \times 10^3$ kg de Fe a partir de una muestra $2,62 \times 10^3$ kg de Fe_2O_3 . Suponiendo que la reacción es completa. ¿Cuál es el porcentaje de pureza de Fe_2O_3 en la muestra original?
- A) 94,5 % B) 86,4 % C) 89,6 %
 D) 90,4 % E) 80,4 %

37. Se instala un horno para quemar coque a la velocidad de 90,9 kg por hora. El coque tiene la siguiente composición:
 carbono ——— 89,1 %
 cenizas ——— 10,9 %

La eficiencia de la parrilla del horno es tal que se quema el 90 % del carbono presente en la carga de coque. Se suministra aire en exceso del 30 % del necesario para la combustión completa de todo el carbono de la carga. Si supone que el 95 % del carbono se oxida a dióxido, formando monóxido el restante. Calcular la composición en volumen de CO y CO_2 que salen formando parte del gas de chimenea.

- A) 0,96 % y 84,5 % B) 0,84 % y 65,4 %
 C) 1,46 % y 82,5 %
 D) 2,40 % y 76,8 % E) 0,43 % y 78,9 %

38. El ácido fosfórico H_3PO_4 , es un compuesto muy importante usado para hacer fertilizantes. El H_3PO_4 puede prepararse en un proceso de dos etapas:
 $\text{P}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$
 $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
 Hacemos reaccionar 272 gramos de fósforo con exceso de oxígeno y forman decaóxido de tetrafósforo, P_4O_{10} , con un rendimiento del 89,5 %. En la reacción de la segunda etapa se obtiene un rendimiento de H_3PO_4 del 96,8 %. ¿Qué masa de H_3PO_4 se obtiene?
 P.A.(u.m.a): P = 31 O = 16

- A) 746 g B) 846 g C) 646 g
 D) 724 g E) 824 g

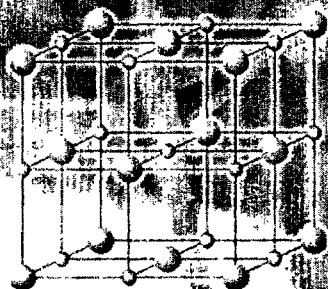
39. Alrededor de la mitad de la producción mundial de pigmentos para pinturas implica la formación de TiO_2 (sólido blanco). Las reacciones implicadas a partir una mena que contiene pequeña cantidad de rutilo (TiO_2) son:
 $\text{TiO}_2 + \text{C} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{TiCl}_4 + \text{CO}_2 + \text{CO}$
 $\text{TiCl}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{TiO}_2 + \text{Cl}_2$
 El último proceso permite obtener TiO_2 de alta pureza con una eficiencia de 93 %. Si el primer proceso tiene una eficiencia de 70 %. ¿Cuántos kilogramos de TiO_2 podrían producirse a partir de una tonelada de una mena con 0,75 % de rutilo?
 P.A.: Cl = 35,5 Ti = 48 O = 16

- A) 5,64 kg B) 4,56 kg C) 4,88 kg
 D) 3,78 kg E) 6,20 kg

CLAVES

Capítulo

XVI



- | | |
|-------|-------|
| 01. B | 21. D |
| 02. E | 22. C |
| 03. E | 23. D |
| 04. E | 24. A |
| 05. C | 25. D |
| 06. C | 26. A |
| 07. D | 27. B |
| 08. C | 28. C |
| 09. B | 29. A |
| 10. C | 30. E |
| 11. D | 31. B |
| 12. C | 32. A |
| 13. A | 33. A |
| 14. D | 34. C |
| 15. C | 35. E |
| 16. A | 36. C |
| 17. E | 37. E |
| 18. D | 38. A |
| 19. B | 39. C |
| 20. A | |

