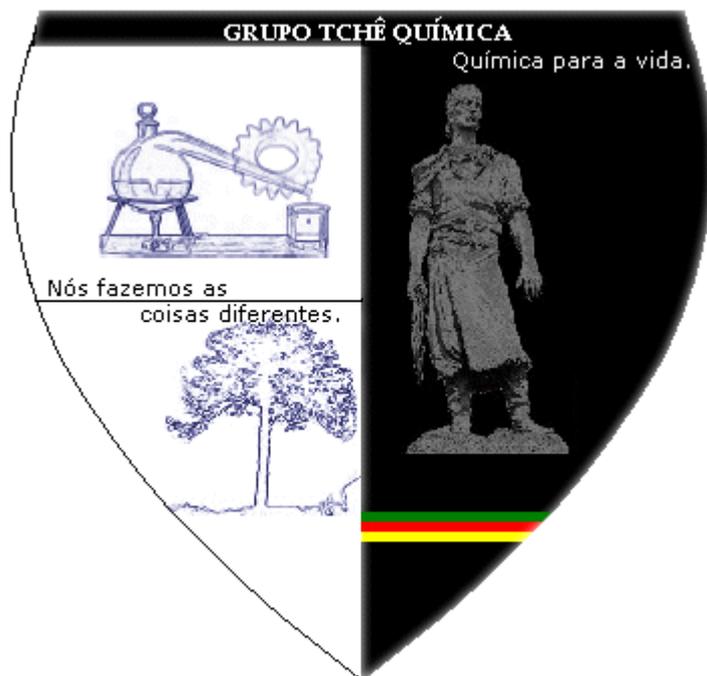


INTRODUÇÃO CLÁSSICA À QUÍMICA GERAL

Grupo Tchê Química



Química 1

Produto baseado na versão 0.802 - A1 - C1

De Boni & Goldani

Termo de utilização deste produto

Com o intuito de prover o sistema público educacional da República Federativa do Brasil com livros de boa qualidade e baixo custo, o Grupo Tchê Química, mantido pela pessoa jurídica **Tchequímica – Consultoria Educacional LTDA**, apresenta este termo de condições que se caracteriza como aceito ao se utilizar este produto. Desta forma, o uso deste produto implica na concordância de todos os termos aqui explicitados.

Você (pessoa física ou jurídica) **pode:**

- ✓ Imprimir este livro com finalidade de facilitar sua utilização e consulta;
- ✓ Escolas públicas podem adotar o livro como referência;
- ✓ Instituições de ensino de direito privado devem pagar direitos autorais para adotar o livro;

Você (pessoa física ou jurídica) **não pode:**

- x Comercializar cópias deste livro sem autorização dos autores;
- x Em hipótese alguma, desmembrar este livro;
- x Usar este livro para dar origem a obras derivadas;
- x Remover este acordo;

A pessoa jurídica Tchequímica – Consultoria Educacional LTDA se compromete a enviar uma cópia impressa deste produto para a FUNDAÇÃO BIBLIOTECA NACIONAL DO RIO DE JANEIRO, para fins de consulta pública, depósito legal e registro histórico.

FUNDAÇÃO BIBLIOTECA NACIONAL DO RIO DE JANEIRO

**Av: Rio Branco, 219 - Centro
20040-008 - Rio de Janeiro, RJ**

Casos omissos serão avaliados separadamente.

Gratos pela preferência e confiança depositada

Tchequímica – Consultoria Educacional LTDA.

Grupo Tchê Química

Rua Vicente da Fontoura, 2638/303. Porto Alegre – RS. Brasil. Bairro: Bela Vista, CEP: 90640-002
Tefelone/Fax: (0-xx-51) 3019-0683.

Não existem certezas absolutas.

Pascal.

De Boni & Goldani

Mensagens dos autores

Eduardo Goldani



Graduado em Licenciatura Plena em Química e Química Industrial. Especialista em Gerenciamento e Tratamento de Resíduos Industriais. Em 2005, juntamente com o Luis Alcides, foi agraciado com o Prêmio PETROBRAS de Tecnologia na categoria Produtos. Atualmente, é aluno de Mestrado do Programa de Pós-Graduação em Química. Trabalha como professor do Grupo Tchê Química e como consultor em biodiesel.

Comentário pessoal: Nosso propósito com esse projeto é poder contribuir com a educação Química em nível de ensino médio atingindo àqueles que não dispõem de condições para arcar com os custos de um livro, mas que encontram ajuda para a impressão deste material e consequente uso para o seu aprendizado. Somos gratos a todos que têm nos incentivado a permanecer otimistas com esse projeto que, mesmo sem qualquer patrocínio, já é uma realidade.

Saudações, Eduardo Goldani.

Luis Alcides Brandini De Boni



Possui os títulos de Técnico em Agropecuária e Licenciatura Plena em Química. Em 2005, ganhou o Prêmio PETROBRAS de Tecnologia na categoria Produtos. Atualmente, é aluno do Programa de Pós-Graduação em Engenharia: Energia, Ambiente e Materiais. Trabalha como professor do Grupo Tchê Química e como consultor em biodiesel.

Comentário pessoal: Eu agradeço muito a todos os colegas do Brasil inteiro que gentilmente se colocam à disposição para auxiliar no desenvolvimento deste projeto. Garanto que, se for preciso, não vou exitar em pedir ajuda ou conselhos. Por hora, só o fato de vocês lerem o livro já é uma grande satisfação e os comentários enviados muito construtivos.

Saudações a todos, Luis A. B. De Boni.

Índice

Capítulo 0 – [Por que estudar Química?](#)

Capítulo 1 – [Estrutura básica da matéria](#)

1.1 – [Matéria](#)

1.1.1– [Corpo](#)

1.1.2- [Sistema](#)

1.1.3- [Meio ambiente](#)

1.1.4 - [Moléculas](#)

1.2 - [Tipos de transformações](#)

1.2.1 - [Estados físicos da matéria](#)

1.2.2 - [Mudanças de Estado Físico da Matéria](#)

1.2.2.1- [Diagramas de mudança de Estado Físico da Matéria](#)

1.3 – [Energia](#)

1.3.1- [Tipos de energia](#)

1.4 - [Estrutura da matéria II](#)

1.4.1 - [Leis ponderais das combinações químicas](#)

1.4.2 - [Alotropia](#)

1.5 - [Conceitos fundamentais](#)

Número atômico (Z), Número de massa (A), Número de Nêutrons (n), Átomos com desequilíbrio elétrico (ions), Carga de valência, Massa atômica, Massa molecular, Mol, Massa molar, Número de Avogadro, Volume molar.

1.6 - [Isótopos, Isóbaros e Isótonos](#)

1.6.1 - [Resumo dos Isótopos, Isóbaros e Isótonos](#)

1.7 - [Fórmulas químicas](#)

1.9 - [Estrutura da matéria III](#)

1.9.1 - [Números quânticos](#)

1.9.2 - [Distribuição eletrônica nos átomos](#)

1.9.2.1 - [Princípio de exclusão de Pauli](#)

1.9.2.2 - [Regra de Hund](#)

Exercícios

1.9.3 - [Geometria Molecular](#)

1.9.3.1 - [Geometria Molecular Baseada na Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência \(VSEPR\)](#)

1.9.8 - *Estrutura atômica moderna (Capítulo de leitura opcional)*

Capítulo 2 - [Tabela Periódica](#)

2.0 - [A origem da origem](#)

2.1 - [Princípios de construção da tabela periódica dos elementos - lei periódica](#)

2.2- [Propriedades periódicas, aperiódicas e constantes](#)

2.3- [Variação das propriedades dos elementos em função da sua posição na tabela periódica](#)

2.4- [Resumo da variação das propriedades dos elementos em função da sua posição na tabela periódica](#)

2.5- [Principais diferenças entre metais e não-metais](#)

2.6- [Históricos sobre as classificações dos elementos químicos](#)

Configuração Eletrônica dos átomos e periodicidade química

Classificação periódica: famílias e períodos, propriedades dos elementos (eletronegatividade, eletropositividade, raio atômico, potencial de ionização, eletroafinidade)

Capítulo 3 – [Separação e identificação das Substâncias Químicas](#)

3.1 – Separação de misturas

3.1.1 – [Técnicas de separação de misturas](#)

3.2 - [Identificação de substâncias Químicas](#)

3.2.1 – [Identificação por teste de chama](#)

3.2.2 – [Identificação de elementos por via úmida](#)

3.3 – [Resumo de separação de misturas](#)

Capítulo 4 - [Ligações Químicas](#)

4.0 - [Estabilidade dos Gases Nobres](#)

4.1 - [Ligação iônica ou eletrovalente](#)

4.2 - [Ligação covalente ou molecular](#)

4.3 - [Ligação Coordenada ou dativa](#)

4.4 - [Ligação metálica](#)

4.5 - [Moléculas polares a apolares](#)

4.6 - [Polaridade das ligações](#)

4.6.1 – [Polaridade das moléculas](#)

4.7 - [Forças intermoleculares](#)

4.8 - [Ligações de Hidrogênio](#)

4.9 - [Forças de Van der Waals](#)

4.9.1 - Íon - Dipolo permanente

4.9.2 - Íon - Dipolo induzido

4.9.3 - Dipolo permanente - Dipolo permanente

4.9.4 - Dipolo permanente - Dipolo induzido

4.9.5 - Dipolo induzido - Dipolo induzido

4.5 - Fórmulas eletrônicas ou estruturas de Lewis

4.6 - Fórmulas estruturais

4.7 - Hibridização

Capítulo 5 – [Hidretos](#)

5.1 - [Conceito](#)

5.2 - [Hidretos iônicos ou salinos](#)

5.3 - [Hidretos metálicos ou intersticiais.](#)

5.4 - [Hidretos covalentes ou moleculares](#)

Capítulo 6 – [Ácidos de Arrhenius](#)

6.1 - [Conceito](#)

6.2 - [Classificação](#)

6.3 - [Nomenclatura](#)

Capítulo 7 - [Bases de Arrhenius](#)

7.1 - [Conceito](#)

7.2 - [Classificação](#)

7.3 - [Nomenclatura](#)

Capítulo 8 - [Óxidos](#)

8.1 - [Conceito](#)

8.2 - [Classificação](#)

8.3 - [Nomenclatura](#)

Capítulo 9 - [Sais de Arrhenius](#)

9.1 - [Conceito](#)

9.2 - [Classificação](#)

9.3 - [Nomenclatura](#)

[Resumo dos captulos 6, 7, 8 e9](#)

Capítulo 10 – [Reações químicas](#)

10.1 - [Equações químicas](#)

10.2 - [Balanceamento de Reações Químicas](#)

10.2.1 - [Método de balanceamento por tentativas ou direto](#)

10.2.2 - [Método de balanceamento de equações de oxido-redução](#)

10.2.3 - [Método algébrico de balanceamento das equações químicas](#)

10.3 - [Leis das reações químicas \(Lavoisier e Proust\)](#)

10.4 - [Cálculo estequiométrico](#)

1. [Relações Molares \(Mol – Mol\)](#)

2. [Relações Mol - Massa](#)

3. [Relações massa – massa](#)

4. [Relações Massa - Volume](#)

5. [Relações entre o número de moléculas \(átomos\) e massa, quantidade em mols ou volume](#)

6. [Problemas Envolvendo mais de uma Reação](#)

7. [Problemas Envolvendo a Lei de Gay-Lussac](#)

8. [Problemas Envolvendo Reagentes em Excesso ou Reagente Limitante](#)

9. [Sistema em os Reagentes são substâncias impuras](#)

10. [Sistemas envolvendo rendimentos das reações](#)

10.5 – [Resumo do cálculo esquiométrico](#)

Capítulo 11 – [Radioquímica](#)

11.1 - [Tipos de radiações](#)

11.2 - [Partículas emitidas pela desintegração nuclear](#)

11.3 - [Meia-vida dos elementos](#)

11.4 - [Séries ou Famílias Radioativas](#)

11.5 – [Fissão e Fusão nuclear](#)

11.6 – [Contaminação radiológica](#)

11.7- [A irradiação de alimentos](#)

11.8 - [A catástrofe de Chernobyl](#)

11.9 - [O caso Goiânia](#)

Capítulo 12 – [Teorias Modernas Ácido-Base](#)

12.0 - [Introdução](#)

12.1 – [Definição de Arrhenius](#)

12.2 – [Teoria de Brønsted-Lowry \(Teoria Protônica\)](#)

12.3 - [Definição de Lewis](#)

12.4 - [Definição pelo Sistema Solvente](#)

12.5 - [Ácidos e Bases Duros e Moles](#)

[Glossário](#)

[Tabelas diversas](#)

[Respostas dos exercícios propostos](#)

[Bibliografia](#)

Capítulo 0 - Por que estudar Química?

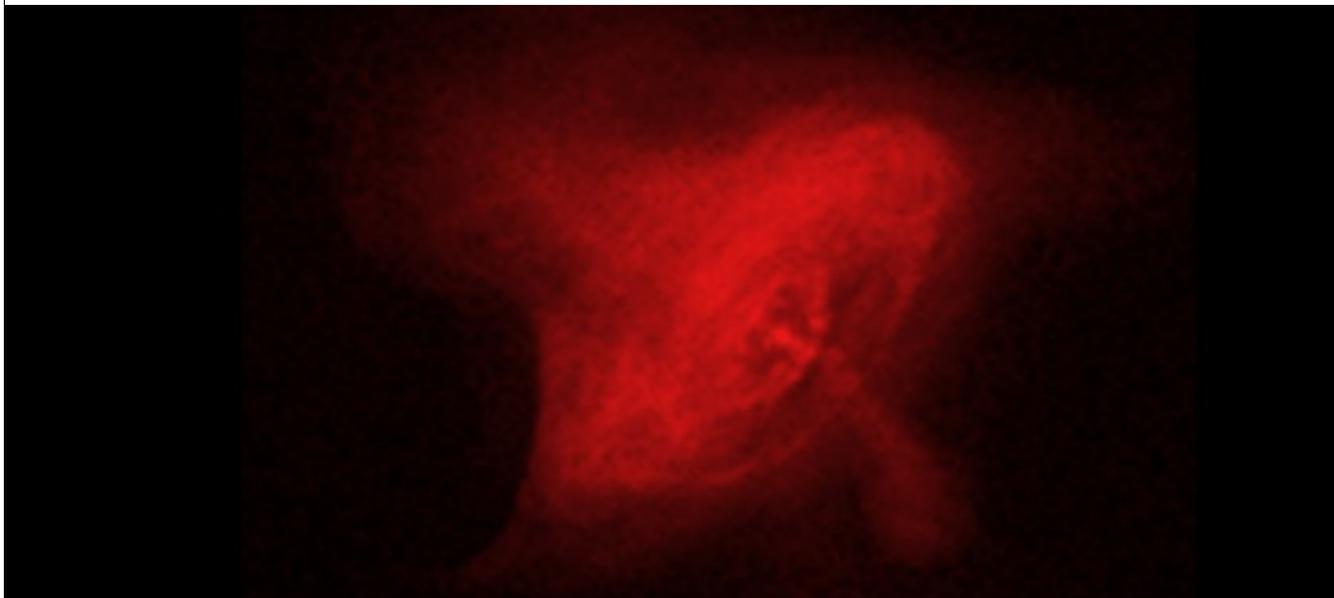


Química é a ciência que estuda a composição e estrutura da matéria e as transformações que ela sofre. Devido ao fato de tudo no universo ser composto por matéria, química é o estudo do nosso mundo material. A química toca nossas vidas e influencia nossas atividades em tantos caminhos que é freqüentemente chamada de ciência central.

Nós praticamos química o tempo todo nas nossas atividades diárias, ou seja, o ato de cozinhar, lavar roupa, tomar remédio, adubar o gramado, pintar a casa, ou acender um palito de fósforo, por exemplo, estão diretamente relacionados com esta ciência. Em todas estas atividades, substâncias interagem e mudanças químicas ocorrem. No nosso corpo, quando respiramos, caminhamos e os alimentos sofrem digestão, reações químicas ocorrem constantemente. Os problemas ambientais que vivenciamos e lidamos hoje em dia, como a disposição de efluentes líquidos domésticos e industriais, a chuva ácida, o efeito estufa, o smog fotoquímico, dentre outros tantos, são todos essencialmente problemas químicos. Muitos bens são agora feitos de polímeros e cerâmicas ao invés de madeira e metal graças à nossa habilidade em produzir materiais com propriedades não encontradas na natureza.

Não obstante, a química é fundamental na atual revolução da biologia molecular, que está explorando os detalhes de como a vida é geneticamente controlada, ou seja, nenhuma pessoa hoje em dia pode compreender o mundo moderno sem um conhecimento básico de química.

Capítulo 1- Conceitos Básicos de Estrutura da Matéria



O Universo pode parecer estranho quando não o compreendemos

1.1 – Matéria

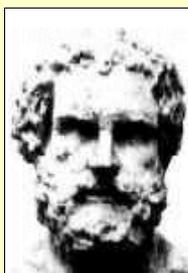
A palavra matéria tem origem na palavra *materia*, do Latim. Em Latim, matéria significa “aquilo de que uma coisa é feita”. Matéria é tudo aquilo que compõem as coisas, que ocupa espaço, que tem peso e que pode impressionar os nossos sentidos.

Então, estudar a estrutura da matéria é estudar a forma como a matéria é organizada.

Assim como o corpo humano é composto por células, a matéria é composta por átomos sendo que este é tido como a unidade fundamental da matéria. O conceito de que a matéria é composta por pequenas porções de matéria surgiu com Demócrito (460 - 370 a.C.). Demócrito desenvolveu uma teoria de que o universo é formado por espaço vazio e por um número (quase) infinito de partículas invisíveis, que se diferenciam umas das outras em sua forma, posição, e disposição. Toda a matéria é feita das partículas indivisíveis chamadas átomos.



Átomo segundo Demócrito



Demócrito

Demócrito de Abderea nasceu por volta do ano 460 a.C. em Abderea, Grécia, e faleceu ao redor do ano 370 a.C.

No século IV a.C., Demócrito postulou a sua teoria atômica onde afirmava basicamente que o átomo era a menor partícula constituinte da matéria e não podia ser dividido, pois se o fosse perderia as suas propriedades.

Através de Demócrito também surgiu a palavra átomo, que quer dizer:

a = não

tomos = cortar ou dividir

a + tomos = não divisível = átomo

Os conceitos atômicos de Demócrito se mantiveram sólidos como rochas por mais de dois mil anos, sendo apenas complementados por John Dalton em 1804.

Entre 1803 e 1804, John Dalton estabeleceu alterações na teoria atômica, que foram detalhadas em 1808. Dalton introduziu o conceito de descontinuidade da matéria. Foi a primeira teoria científica que considerava que a matéria era composta por átomos, tendo em vista que a teoria de Demócrito, apesar de correta, era filosófica pois não se apoiava em nenhum experimento rigoroso.

Para a sua teoria atômica Dalton fez 4 postulados:

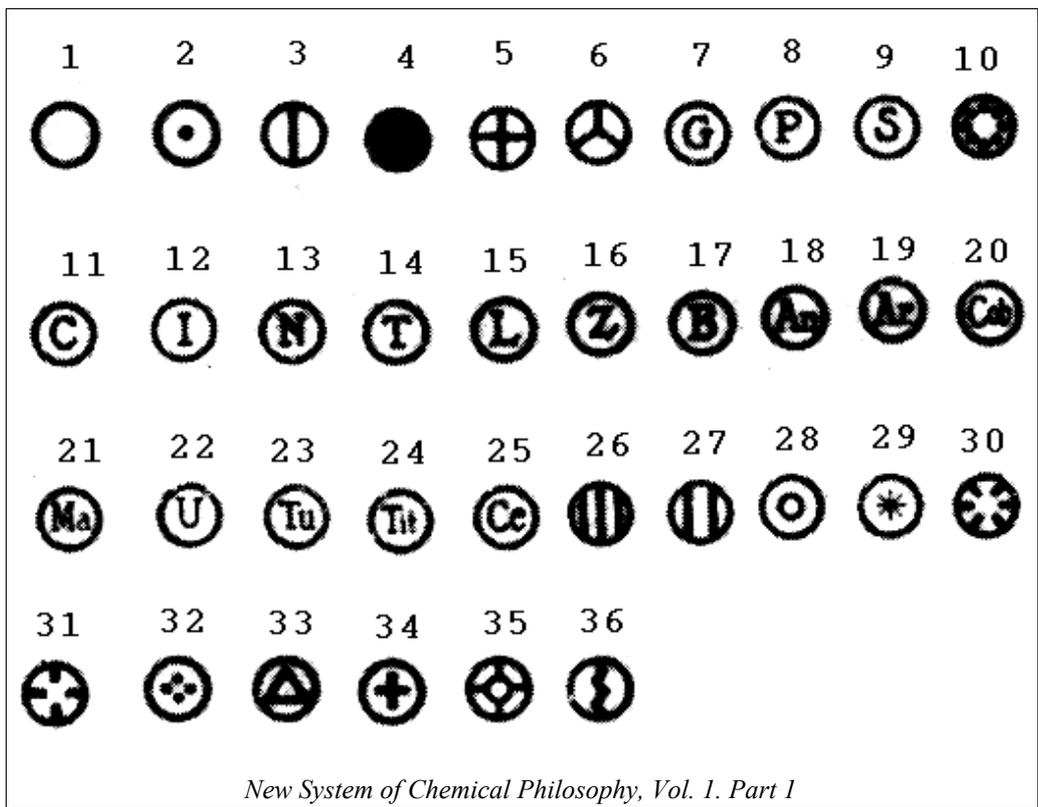
- 1*- A matéria está dividida em partículas indivisíveis e inalteráveis, que se chamam átomos.
- 2**- Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos entre si, apresentando a mesma massa e as mesmas propriedades.
- 3- Os átomos de elementos diferentes possuem massa e propriedades diferentes

4- Os compostos se formam quando os átomos se combinam em uma relação constante e proporcional.

* Atualmente, sabemos que os átomos podem se dividir e sofrer alterações, podendo ser, inclusive, parte de sua massa convertida em energia pela relação $e=mc^2$.

** O conceito de isótopos, introduzido mais tarde, altera o segundo postulado, pois isótopos são átomos de um mesmo elemento que possuem massas diferentes.

Na época de Dalton haviam sido isolados apenas 36 elementos químicos e ainda se utilizavam símbolos vindos da alquimia para representar tais elementos. O próprio Dalton foi autor de uma destas simbologias. Veja a ilustração a seguir adaptada de um de seus livros.



- | | | | |
|---------------|---------------|----------------|---------------|
| 1. Oxigênio | 10. Mercúrio | 19. Arsênio | 28. Cálcio |
| 2. Hidrogênio | 11. Cobre | 20. Cobalto | 29. Magnésio |
| 3. Nitrogênio | 12. Ferro | 21. Manganês | 30. Bário |
| 4. Carbono | 13. Níquel | 22. Urânio | 31. Estrôncio |
| 5. Enxofre | 14. Latão | 23. Tungstênio | 32. Alumínio |
| 6. Fósforo | 15. Chumbo | 24. Titânio | 33. Silício |
| 7. Ouro | 16. Zinco | 25. Cério | 34. Ítrio |
| 8. Platina | 17. Bismuto | 26. Potássio | 35. Berílio |
| 9. Prata | 18. Antimônio | 27. Sódio | 36. Zircônio |

Os símbolos de Dalton não eram muito diferentes dos símbolos mais antigos da alquimia, porém traziam uma inovação. Cada átomo possuía um símbolo próprio e a fórmula de um composto era representada pela combinação destes símbolos. Veja os exemplos:



A nomenclatura utilizada por Dalton, que é basicamente a mesma utilizada até hoje, foi introduzida pelo Francês **Antoine Lavoisier**¹, em 1787, no livro *Methods of Chemical Nomenclature*. Antes de ser decapitado, em 1794, na revolução francesa, entre outras coisas, Lavoisier escreveu o livro *Reflexions sur le Phlogistique* (1783), que terminou com a teoria do flogístico e também escreveu o livro *Traité Élémentaire de Chimie*, em 1789, que é considerado como o primeiro livro da Química moderna.

O uso de símbolos abstratos só terminou por volta de 1813-1814, com Berzelius², que, além de ter isolado o cálcio, bário, estrôncio, silício, titânio e o Zircônio, também descobriu o Selênio, o Tório e o Césio.

Quando Berzelius decidiu que era hora de mudar as coisas ele realmente mudou. Tendo em vista que os símbolos antigos não eram fáceis de escrever, desfiguravam os livros e não colaboravam em nada para a sua memorização, Berzelius propôs que os símbolos fossem representados por letras, baseadas na letra inicial do nome em Latim de cada substância elementar.

Com algumas alterações, os símbolos dos elementos continuam os mesmos até hoje. Por exemplo, Oxigênio = O, Chumbo = Pb....

Questões para discutir

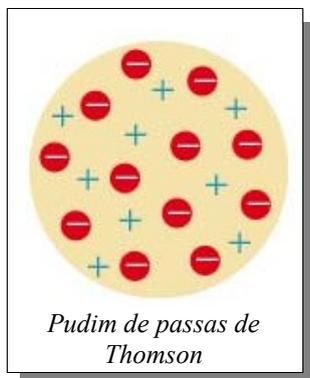
- ✓ *Na sua opinião, sem desmerecer o trabalho do Químico Inglês John Dalton, que reavivou a discussão sobre o átomo, lhe parece que Dalton criou um modelo atômico novo ou simplesmente plagiou a modelo de Demócrito?*
- ✓ *Você acha que John Dalton teria contribuído muito mais para a ciência se ele tivesse simplesmente feito o que Berzelius fez, isto é, substituir os símbolos antigos pela metodologia usada até hoje ao invés tentar reescrever os símbolos tradicionais?*

A evolução do conceito de matéria e do átomo não parou por aí. Antes do modelo mais atual, o modelo da mecânica ondulatória, ainda houve 7 aperfeiçoamentos no modelo atômico. Isto ocorreu apenas porque o homem começou a entender cada vez melhor a estrutura da matéria. Vamos ver todos estes modelos, dando maior ou menor atenção a cada um deles devido à sua relevância.

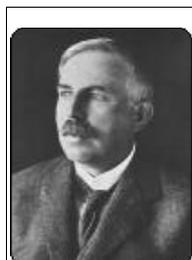
1 Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794). Maior Químico da história da França. Foi Decapitado na revolução francesa.

2 Jons Jakob Berzelius (1779-1848). Químico Sueco.

A primeira inovação veio com o modelo atômico de Thomson, que já utilizou o recém-descoberto elétron para atualizar o modelo de Demócrito/Dalton. O modelo atômico de Thomson ficou conhecido como “pudim de passas”. Neste modelo já se compreendia a divisibilidade do átomo, porém o átomo era considerado como uma esfera de carga positiva, com os elétrons distribuídos ao seu redor.



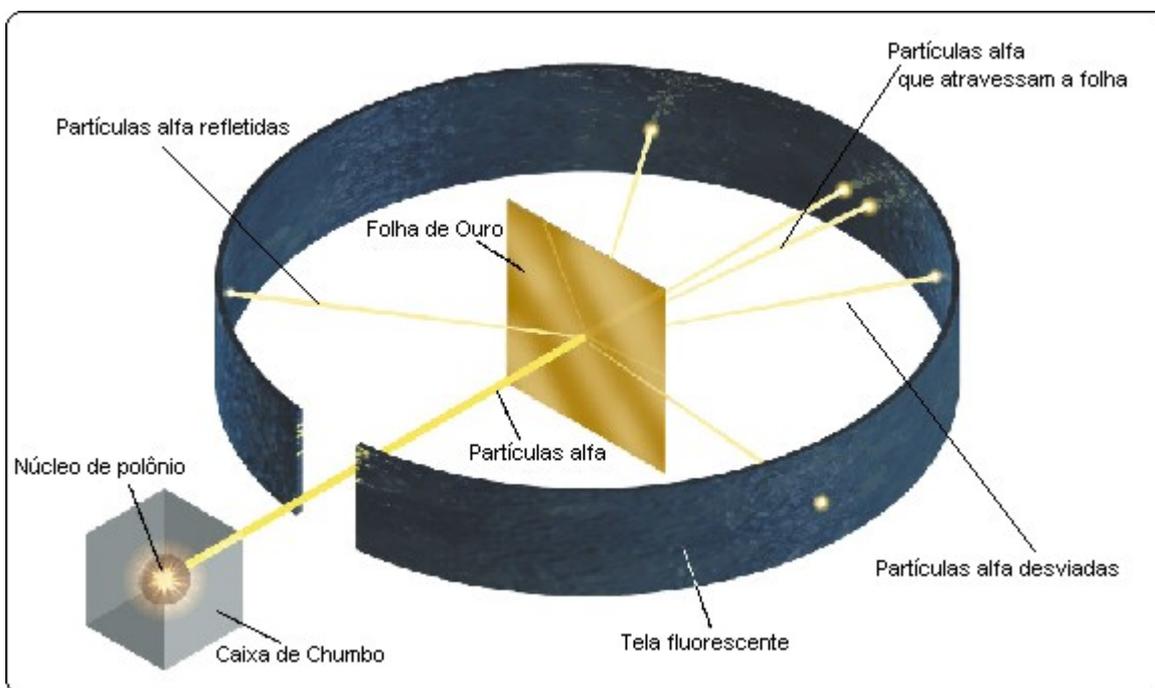
O átomo de Rutherford



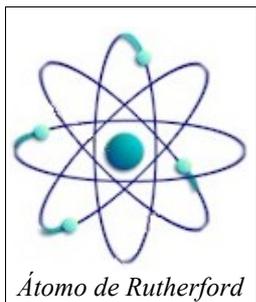
Rutherford

A segunda e terceira grandes inovações vieram com **Ernest Rutherford**, em 1911 e 1912. Rutherford conseguiu criar dois modelos atômicos que até hoje são as representações mais reconhecidas do átomo. Rutherford criou primeiro um modelo estático e, posteriormente, um modelo dinâmico.

Para desenvolver seu modelo atômico, Rutherford realizou experiências com partículas alfa provenientes de uma amostra de Polônio em um elaborado experimento, conforme a ilustração a seguir.



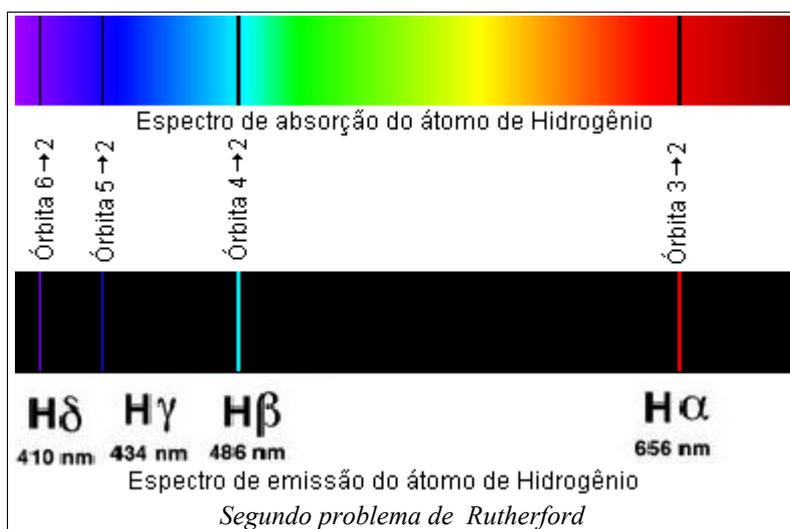
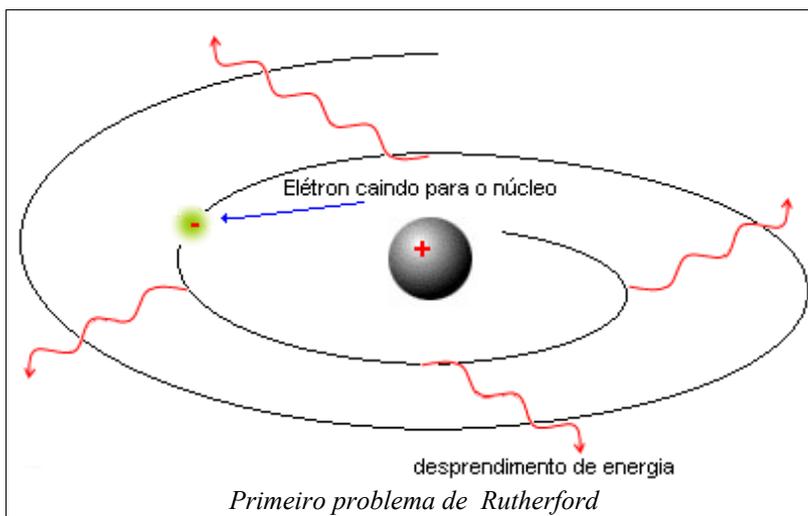
Conclusões de Rutherford



- O átomo não é maciço, apresentando mais espaço vazio do que preenchido;
- A maior parte da massa do átomo se encontra em uma pequena região central (núcleo) dotada de carga positiva, onde estão os prótons;
- Os elétrons estão localizados em uma região ao redor do núcleo, chamada de eletrosfera.

Apesar de sofisticado e popular, o modelo de Rutherford tinha alguns problemas, pois ele não conseguia explicar de forma coerente as **raias espectrais** dos elementos químicos e também não conseguia explicar a **órbita dos elétrons**.

De acordo com a teoria de Rutherford, os elétrons podiam orbitar o núcleo a qualquer distância. Quando os elétrons circundam em volta do núcleo, estariam mudando constantemente sua direção. A eletrodinâmica clássica (que trata do movimento dos elétrons) explica que, tais elétrons que mudam constantemente sua direção, seu sentido, sua velocidade ou ambos, devem continuamente emitir radiação. Ao fazer isto, perdem energia e tendem à espiralar para o núcleo. Isto significa que os átomos seriam instáveis, completamente o contrário da realidade.



Como a descrição do átomo de Rutherford não está inteiramente correta, ela não esclareceu algumas observações que já tinham sido feitas. Talvez a mais importante destas observações fosse a respeito do comportamento de determinados gases. Estes gases, a pressão baixa, emitem luz em um jogo de faixas discretas do espectro eletromagnético.

Isto é completamente diferente da radiação emitida por sólidos, que é espalhada uniformemente através do espectro eletromagnético. As emissões da radiação destes gases eram

importantes porque mostraram que, ao menos sob algumas circunstâncias, as órbitas dos elétrons não podem estar a qualquer distância do núcleo, mas confinadas a distâncias discretas do mesmo (ou a estados da energia específicos).

A próxima grande evolução na compreensão da estrutura do átomo veio com o modelo atômico de **Niels Bôhr**. Todavia, devido à grande sofisticação matemática deste modelo e dos que o sucederam, a plena compreensão mais sofisticada da estrutura da matéria ficou restrita a um grupo cada vez mais seleto de cientistas. É curioso que o aumento da compreensão da estrutura do átomo reduza o número de pessoas que o compreendem.

A teoria atômica de Bôhr foi publicada entre 1913 e 1915. Ela conseguiu explicar perfeitamente o espectro do átomo de hidrogênio, que a teoria de Rutherford não conseguia explicar. Para isto, Bôhr aceitou o modelo dinâmico de Rutherford com três postulados.

1- Os elétrons giram ao redor do núcleo em órbitas circulares (modelo de Rutherford), porém sem emitir energia radiante (estado estacionário).

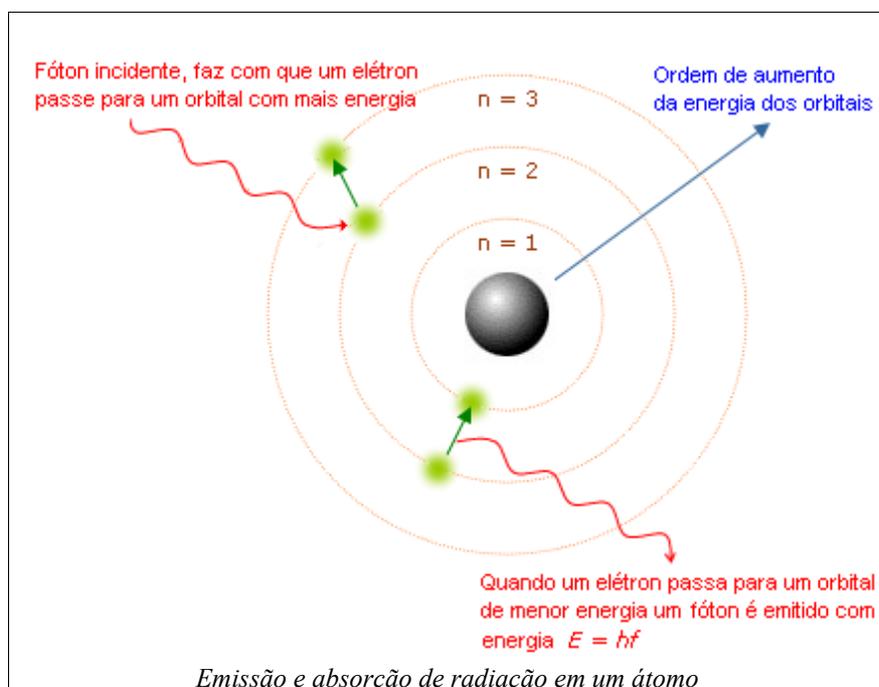
** Radiação, do Latim radiatione. Método de transferência de energia calorífera ou de qualquer espécie, emitida sob a forma de ondas ou partículas, que não necessita de um material como meio de propagação. Por exemplo, a energia calorífera que a Terra recebe do Sol, a luz, o som, os raios X, a radiação eletromagnética, os raios infravermelhos, etc...*

2- Um átomo emite energia sob a forma de luz somente quando um elétron pula de um orbital de maior energia para um orbital de menor energia. $\Delta E = h \cdot f$, a energia emitida é igual a diferença de energia dos dois orbitais envolvidos no salto.

3- As órbitas possíveis são aquelas em que o elétron possui um momento angular múltiplo inteiro de $h/2\pi$.

Desta forma, o terceiro postulado nos indica que o elétron não pode estar a qualquer distância do núcleo, porém ele fica limitado a poucas órbitas possíveis, as quais são definidas por um parâmetro denominado número quântico principal **n**. (Mais detalhes sobre números quânticos serão apresentados posteriormente)

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, \dots, \infty$$

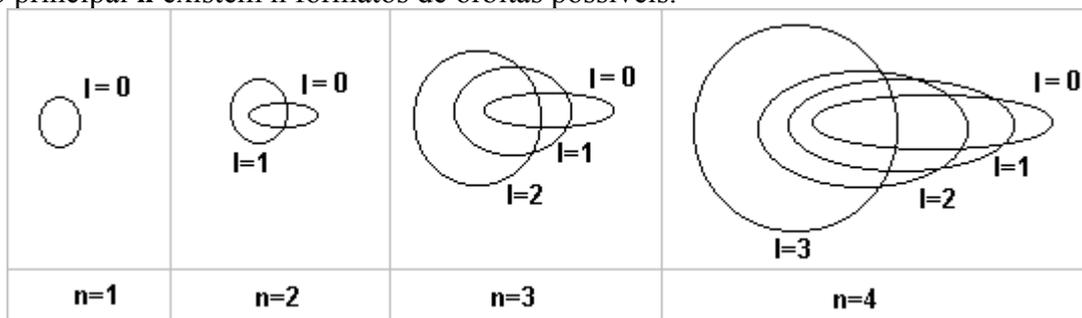


No modelo atômico de Böhr, notamos que:

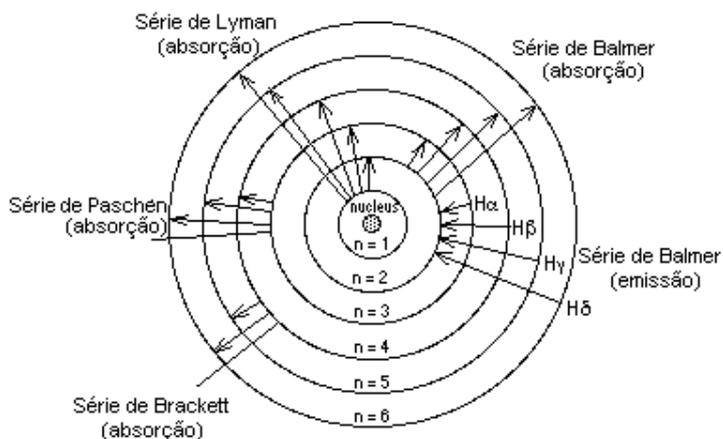
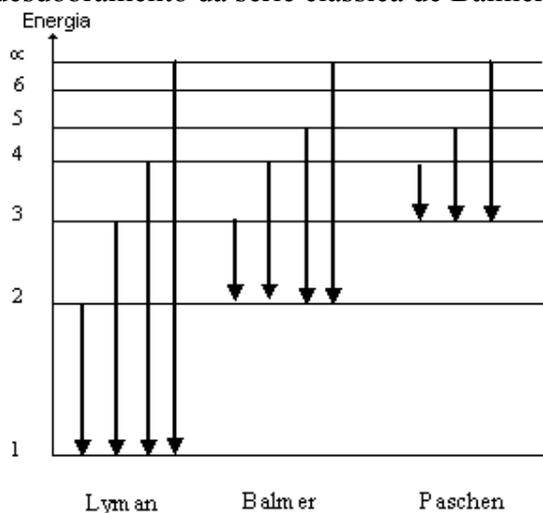
- 1- O modelo atômico de Böhr explica o espectro principal do átomo de hidrogênio e de átomos hidrogenóides (com apenas um elétron).
- 2- Permite calcular raios e velocidade para o Hidrogênio e átomos hidrogenóides (com apenas um elétron).
- 3- Não explica o espectro fino.
- 4- Cálculos de raios e velocidade para H e átomos hidrogenóides para valores altos de n e de Z perdem o significado.
- 5- Para átomos multieletrônicos, as idéias de raio e velocidade perdem o significado.
- 6- Velocidade descontínua, em pulsos, pacotes ou quanta.
- 7- Raio descontínuo, em saltos ou pulsos.

O modelo atômico continuou a evoluir. Sommerfeld solucionou o problema surgido logo após Niels Bohr enunciar seu modelo atômico, pois verificou-se que um elétron, numa mesma camada, apresentava energias diferentes. Tal fato não poderia ser possível se as órbitas fossem circulares. Então, Sommerfeld sugeriu que as órbitas fossem elípticas, pois elipses apresentam diferentes excentricidades, ou seja, distâncias diferentes do centro, gerando energias diferentes para uma mesma camada eletrônica.

Para isto, Sommerfeld introduziu o número quântico secundário, que define o formato da órbita do elétron. Para o número quântico principal igual à 1 ($n=1$), a órbita só pode ser esférica. Para $n=2$ existem dois formatos de órbita possíveis ($l=1$ esférico, e $l=0$ elíptico). Para qualquer número quântico principal n existem n formatos de órbitas possíveis.



Utilizando a Teoria da Relatividade Restrita, Sommerfeld foi capaz de explicar o desdobramento da série clássica de Balmer relativa ao átomo de Hidrogênio.



A série de Balmer corresponde às transições entre o nível 2 e os níveis 3,4,5...

O próximo passo na evolução do conhecimento da estrutura da matéria foi dado por um brasileiro, chamado Theodoro Augusto Ramos. Numa época em que sequer existiam computadores, Theodoro Ramos foi o primeiro a utilizar a Teoria da Relatividade Geral de Albert Einstein para explicar as raias espectrais do átomo de Hidrogênio através de uma série de complexos cálculos de difícil interpretação até mesmo para os dias de hoje.



Theodoro Augusto Ramos

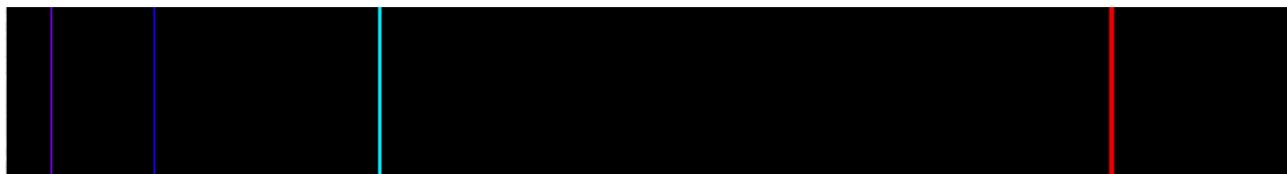
Theodoro Augusto Ramos foi graduado em Engenharia Civil pela Escola Politécnica do Rio de Janeiro em 1917. A Escola Politécnica é uma escola cuja origem remonta a 1792, sendo um dos mais antigos cursos superiores do País.

No ano seguinte, Theodoro Ramos obteve o grau de doutor em Ciências Físicas e Matemáticas pela mesma Instituição ao defender a tese intitulada *Sobre as Funções de Variáveis Reais*. Em março do mesmo ano, adquiriu o cargo de Professor Substituto na Escola Politécnica de São Paulo. Dentre outras grandes realizações de Theodoro Ramos, não pode ser esquecido o fato de ele ter sido o primeiro diretor da Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras da USP, faculdade que ainda estava nascendo e que ele ajudou a criar. Colaborou com a escolha e contratação de mestres estrangeiros para os cursos da FFCL, entre os quais citamos Luigi Fantappiè e Gleb Wataghin.

Em Março de 1929, Theodoro Ramos publicou nos *Annaes da Academia Brasileira de Ciências* um artigo chamado A THEORIA DA RELATIVIDADE E AS RAIAS ESPECTRAES DO HYDROGENIO (note que o título esta de acordo com o Português da época - Brasil década de 20). Neste artigo, as raias do espectro do átomo de Hidrogênio foram, pela primeira vez, explicadas, utilizando-se os princípios da Teoria da Relatividade Geral de Albert Einstein.



Espectro de absorção do átomo de Hidrogênio

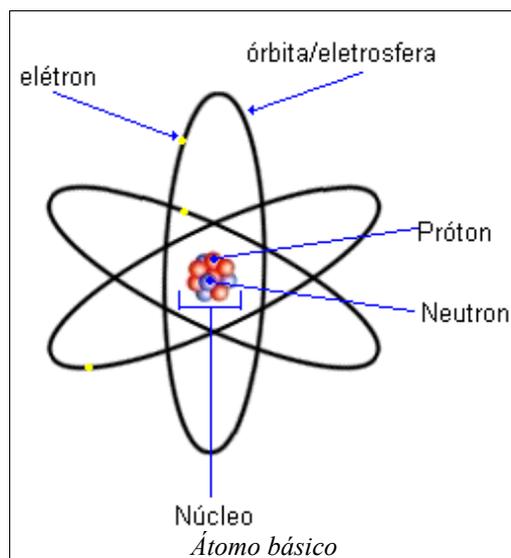


Espectro de emissão do átomo de Hidrogênio

E agora, depois de tudo isto, o que é preciso mesmo saber sobre o átomo?

O básico que você deve saber sobre o átomo é:

1. O átomo pode ser dividido;
2. Como o átomo pode ser dividido, ele é, obviamente, composto por partículas menores;
3. As partículas básicas que compõem o átomo são os prótons, os nêutrons e os elétrons. (Estas também podem ser divididas, mas isto não é abordado neste nível). Estas são as chamadas partículas fundamentais;
4. A maior parte da massa do átomo está no seu núcleo;
5. Os elétrons não estão posicionados a uma distância qualquer do núcleo, mas sim em regiões bem determinadas, chamadas de órbitas.
6. Os orbitais também são chamados de camadas, e as camadas são denominados pelos símbolos K, L, M, N, O, P e Q.
7. Quanto mais afastada do núcleo é a órbita (camada) de um elétron, maior é a sua energia;
8. Quando um elétron pula de um orbital para outro ele deve emitir ou absorver energia na forma de luz (um fóton).
9. Características das partículas fundamentais.



Partícula	Carga	Massa
Próton (p)	+	1
Nêutron (n)	Neutra	1
Elétron (e ⁻)	-	9,109389x10 ⁻³¹ kg

Exercícios:

- 1- Descreva o experimento de Rutherford.
- 2- Quais as conclusões de Rutherford?
- 3- O que podemos notar no modelo atômico de Bohr?
- 4- Quem foi Theodoro Augusto Ramos?
- 5- Qual a contribuição de Theodoro Augusto Ramos aos modelos atômicos?
- 7- O átomo pode ou não ser dividido?
- 8- Onde se encontra a maior parte da massa do átomo?

9- O que ocorre quando um elétron pula de um orbital para outro?

10- Onde estão posicionados os elétrons?

11- Diferencie, em termos de massa e carga elétrica, os prótons, elétrons e nêutrons.

12- O modelo atômico de Bohr introduziu importantes inovações em relação aos modelos anteriores. Entre elas, podemos citar:

- a) A matéria é descontínua.
- b) Existência de nêutrons.
- c) A matéria possui natureza elétrica.
- d) Quantização da energia.
- e) Explicação da experiência de Rutherford.

13- As ondas _____, ao contrário das ondas _____, conseguem se propagar no _____.

A alternativa que completa corretamente o texto é:

- a) mecânicas / eletromagnéticas / vácuo.
- b) eletromagnéticas / mecânicas / vácuo.
- c) naturais / artificiais/ espaço sideral.
- d) criadas por aparelhos eletrônicos / criadas pelos instrumentos musicais / ar atmosférico.

14- É um exemplo de onda eletromagnética:

- a) Barulho gerado pela colisão de dois automóveis.
- b) Ondas na superfície da água do mar.
- c) Ondas se propagando numa corda.
- d) Luz visível.

15- Segundo o modelo de Bohr, os elétrons se movimentam em camadas. Numa concepção mais moderna, devido ao princípio da _____, os químicos preferem associar o elétron à sua _____ a associá-lo à localização. A alternativa que completa adequadamente o texto é:

- a) incerteza / órbita.
- b) incerteza / energia.
- c) energia / velocidade.
- d) energia / órbita

A evolução do átomo não pára por aqui, mas não há muito sentido em estudar a estrutura da matéria tão profundamente no ensino médio, pois, ao ingressar na Faculdade, você terá bases mais sólidas. Todavia, caso você queira saber mais sobre a estrutura da matéria você pode começar a pesquisar sobre:

Correção de Duc De Broglie ao átomo de Bohr; Modelo atômico da Mecânica ondulatória (Schrödinger); Teoria Cromodinâmica Quântica (QCD); Teoria Eletrodinâmica; Teoria Flavordinâmica; Teoria Geomrodinâmica; Bósons vetoriais intermediários; glúons.....

1.1.1– Corpo

Corpo é uma palavra que se origina do Latim *corpu*. Um corpo é uma porção limitada de matéria.

Por exemplo, o substantivo Ouro designa a matéria Ouro, enquanto que uma barra de Ouro designa uma porção limitada de Ouro, um corpo.



1.1.2 - Sistema

Do Latim *systema* e do Grego *sýstema*, reunião, grupo. É qualquer porção limitada do espaço físico contendo ou não matéria e que seja objeto de estudo. É um sinônimo de combinação de partes coordenadas entre si e que concorrem para um resultado ou para formarem um conjunto.

1.1.3 - Meio ambiente

Excluindo-se o sistema em estudo, é todo o restante do Universo.

1.1.4 - Moléculas

Do Latim *molecula*, é o diminutivo da palavra Latina *mole*, que significa de grande massa. Sob o ponto de vista químico, uma molécula é a mais pequena partícula de um elemento ou de um composto químico que possa existir no estado livre e que ainda possui todas as propriedades desse elemento ou composto. Por exemplo, a molécula da água é formada por dois átomos de Hidrogênio e um átomo de Oxigênio. Se esta molécula for dividida não será mais água e sim Hidrogênio gasoso e Oxigênio gasoso.

1.2 - Tipos de transformações

Ao analisar as transformações que a matéria pode sofrer, nota-se, basicamente, dois tipos de transformação. Num dos tipos, a transformação é feita e desfeita com relativa facilidade e a matéria mantém sua composição original, como dobrar e desdobrar uma folha de papel. O outro tipo de transformação ocorre quando esta mesma folha de papel pega fogo. Nota-se que o papel é basicamente convertido em energia, fumaça e cinzas, e que, nesta transformação, o papel não voltará mais a ser papel.

As transformações de materiais, energia ou de ambos recebem o nome de **fenômeno**. Os fenômenos podem ser divididos em Fenômenos Químicos e Fenômenos Físicos.

- **Fenômenos Químicos:** são aqueles que causam alterações na estrutura da matéria, que envolvem reações Químicas. Por exemplo, queimar uma nota de um Dólar Americano é um fenômeno químico.
- **Fenômenos Físicos:** são aqueles que não causam alterações na estrutura da matéria, não envolvem reações químicas. Por exemplo, se você apenas rasgar ou dobrar uma folha de papel, você está proporcionando um fenômeno físico.

Exercícios

1.(UFSC) Fenômeno químico é aquele que altera a natureza da matéria, isto é, aquele no qual ocorre uma reação química. Baseado nessa informação, analise as proposições abaixo e indique (F) para fenômeno físico e (Q) para fenômeno químico.

- () A combustão de álcool ou gasolina nos motores dos automóveis.
- () A precipitação de chuvas.
- () A queima do gás de cozinha.
- () A formação de gelo dentro de um refrigerador.
- () A formação de ferrugem sobre uma peça de ferro deixada ao relento.
- () A respiração animal.

2.(UFMG) A alternativa que NÃO envolve reação química é:

- a) Caramelização do açúcar.
- b) Combustão da lenha.
- c) Dissolução em água de um comprimido efervescente.
- d) Explosão da dinamite.
- e) Precipitação da chuva

3.(Cesgranrio) Dentre as transformações abaixo, assinale a alternativa que apresenta um fenômeno químico.

- a) Obtenção de amônia a partir de hidrogênio e nitrogênio.
- b) Obtenção do gelo a partir de água pura.
- c) Obtenção de oxigênio líquido a partir do ar atmosférico.
- d) Solidificação da parafina.
- e) Sublimação da naftalina.

4.(UFRGS) Entre as transformações citadas a seguir, aquela que não representa um fenômeno químico é:

- a) cozimento de um ovo.
- b) queima do carvão
- c) amadurecimento de uma fruta.
- d) azedamento do leite.
- e) formação de orvalho.

5. Podemos separar limalha de ferro, quando ela se encontra em mistura com pó de enxofre, por meio de um ímã. Após aquecer intensamente a mistura, esta não é atraída pelo ímã. Esse fato pode ser explicado da seguinte maneira:

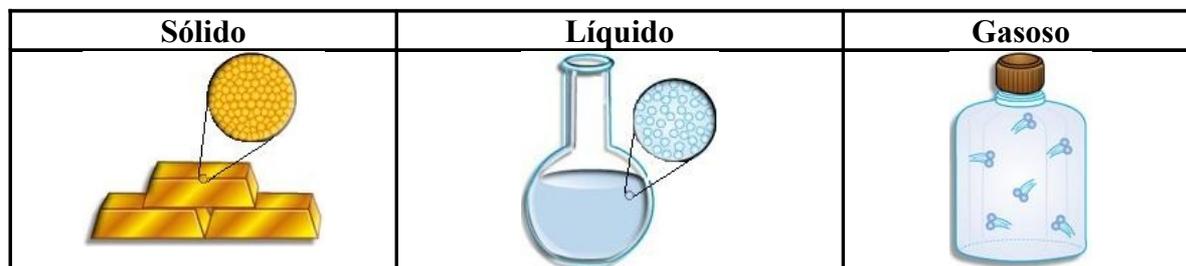
- a) O ferro, uma vez aquecido, perde temporariamente suas características magnéticas.
- b) Houve reação entre o ferro e o enxofre formando um composto não-magnético.
- c) O enxofre fundido revestiu, ao resfriar, as partículas de ferro, isolando-as assim da atração magnética.
- d) A volatilização do enxofre torna o ferro não-magnético.
- e) Somente o ferro em limalha é magnético; após a fusão, essa propriedade desaparece.

1.2.1 - Estados físicos da matéria

Toda matéria é constituída de pequenas partículas e, dependendo do maior ou menor grau de agregação entre elas, pode ser encontrada, para fins didáticos, em três estados físicos (pois, na verdade, existem cinco estados físicos da matéria): sólido, líquido e gasoso. As pedras, o gelo e a madeira são exemplos de matéria no estado sólido. A água, o leite, a gasolina e o mel estão no estado líquido. Já o gás hidrogênio, o gás oxigênio e o gás carbônico estão no estado gasoso. Cada um dos três estados de agregação apresenta características próprias - como o volume, a densidade e a forma - que podem ser alteradas pela variação de temperatura (aquecimento ou resfriamento) e pressão. Quando uma substância muda de estado, sofre alterações nas suas características macroscópicas (volume, forma, etc.) e microscópicas (arranjo das partículas), não havendo, contudo, alteração em sua composição. Algumas propriedades desses estados estão relacionadas abaixo.

	Sólido	Líquido	Gasoso
Forma	Constante	Varia com a forma do recipiente	Varia com a forma do recipiente
Volume	Constante	Constante	Varia com o volume do recipiente
Influência da Pressão	Não provoca variações de volume	Apresenta certa compressibilidade	Volume bastante variável, pode ser comprimido e expandido
Influência da Temperatura	Alterações de temperatura provocam pequenas alterações de volume	Alterações de temperatura provocam ligeiras alterações de volume	Alterações de temperatura provocam significativas alterações de volume

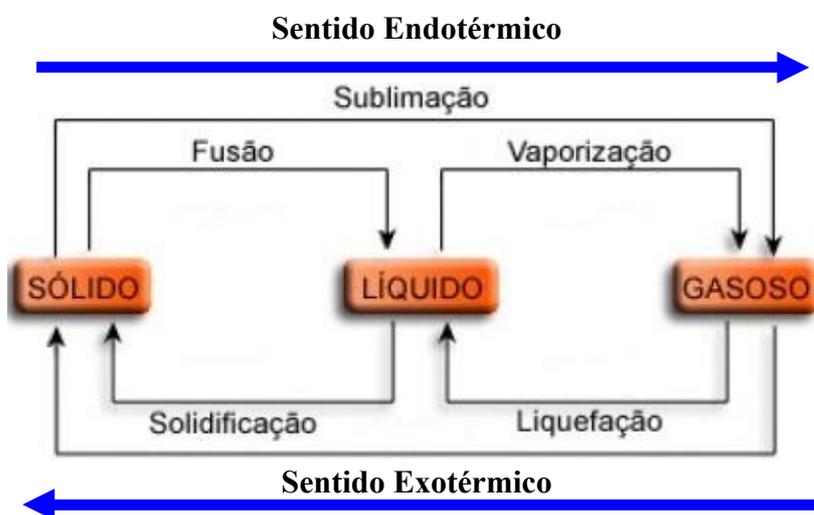
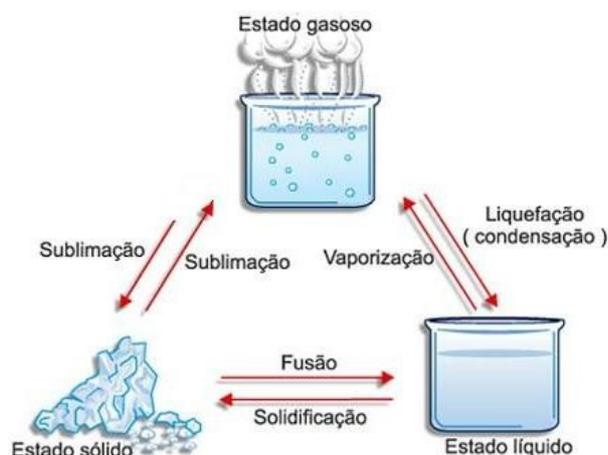
Apesar de não enxergarmos as unidades das substâncias, poderíamos fazer um primeiro modelo:



Fonte das imagens: Adaptado de

<http://images.google.com.br/imgres?imgurl=http://www.santateresa.g12.br/quimica/imagem/mudanca.jpg&imgrefurl=http://www.santateresa.g12.br/quimica/quimicag/estadex.htm&h=380&w=524&sz=31&tbnid=jSEYDYYJIN4w2M:&tbnh=93&tbnw=129&hl=ptBR&start=7&prev=/images%3Fq%3Dmudan%25C3%25A7as%2Bde%2Bestado%2BF%25C3%25ADsico%26svnum%3D10%26hl%3Dpt-BR%26lr%3D%26sa%3DN>

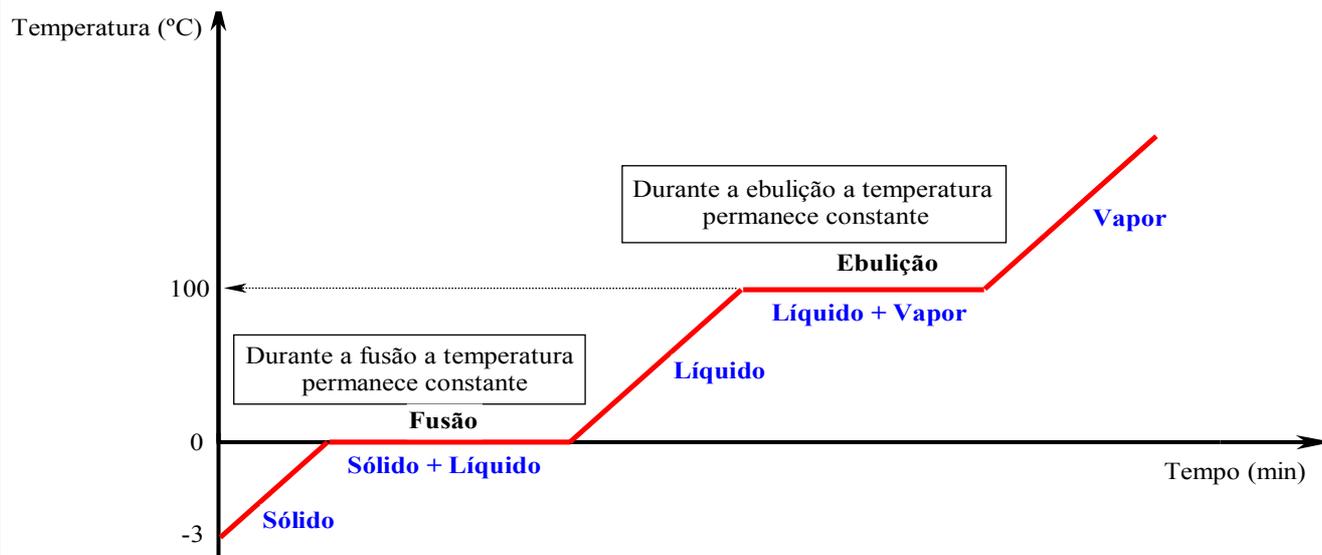
1.2.2 - Mudanças de Estado Físico da Matéria



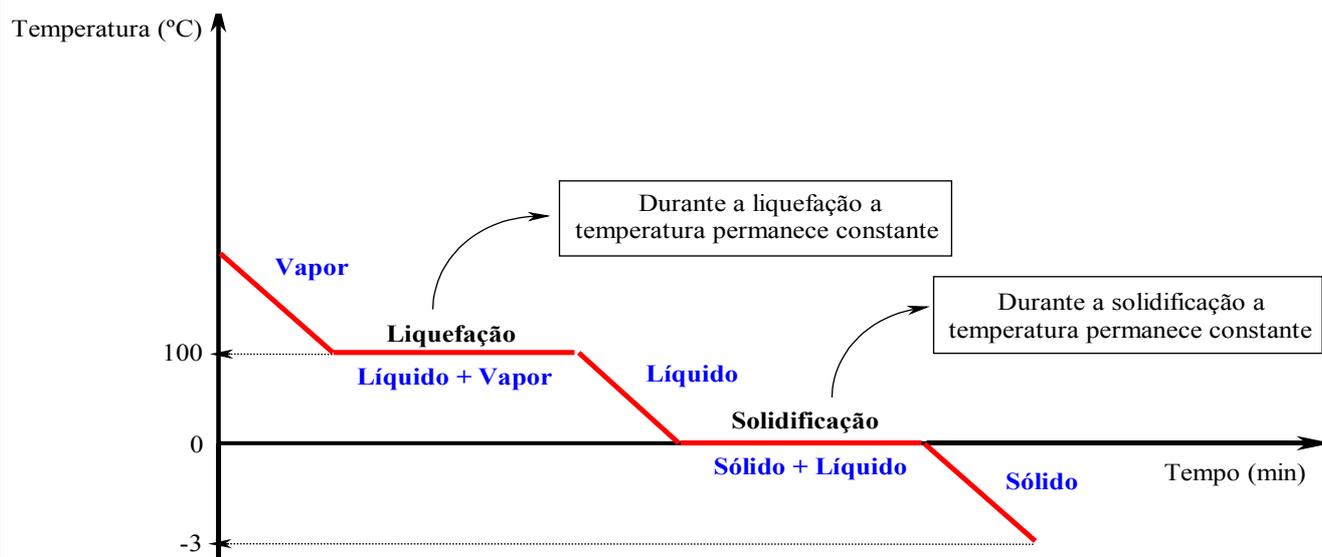
1.2.2.1 – Diagramas de mudança de Estado Físico da Matéria

São representações gráficas que esboçam o comportamento de substâncias puras e misturas quando sofrem variação de temperatura, ou seja, aquecimento ou resfriamento. Nestes gráficos, podemos observar que, tanto para a fusão (ou solidificação, no caso de resfriamento) quanto para a ebulição (ou liquefação, no caso de resfriamento), a temperatura de mudança de fase permanece constante para uma substância pura. Isto significa que, para uma substância pura como a água, por exemplo, durante a passagem do estado sólido para o estado líquido (fusão), a temperatura é constante (0°C); analogamente, durante a passagem do estado líquido para o estado gasoso (ebulição), a temperatura é igualmente constante (100°C). Portanto, para uma substância pura como a água, por exemplo, temos as seguintes representações gráficas para as curvas de aquecimento e resfriamento.

- Curva de Aquecimento da Água Pura



- Curva de Resfriamento da Água Pura



Exercícios:

- 1- Qual a diferença entre corpo e matéria?
- 2- O que é um sistema?
- 3- Qual a diferença entre sistema e meio ambiente?
- 4- O que são moléculas?
- 5- Quais os estados físicos da matéria?
- 6- Complete as lacunas:

A passagem do estado sólido para o estado gasoso chama-se_____. A passagem do estado gasoso para o estado líquido chama-se_____, e de líquido para sólido chama-se_____.

7- Quais as diferenças entre os estados físicos da matéria?

8- Dada a tabela:

	Temperatura de Fusão	Temperatura de Ebulição
Clorofórmio	-63°C	61°C
Fenol	43°C	182°C
Cloro	- 101°C	-34,5°C

Resolva as questões:

a) Qual o estado físico de cada substância à temperatura ambiente?

b) Construa um gráfico de mudança de estado físico, indicando como a temperatura de uma amostra de clorofórmio sólido varia com o tempo quando submetida a aquecimento. Indique os estados físicos presentes em cada região do gráfico.

9- (Vunesp) O naftaleno, comercialmente conhecido como naftalina, empregado para evitar baratas em roupas, funde a temperaturas superiores a 80°C. Sabe-se que bolinhas de naftalina, à temperatura ambiente, têm suas massas constantemente diminuídas, terminando por desaparecer sem deixar resíduo. Estas observação pode ser explicada pelo fenômeno da:

- a) fusão.
- b) sublimação
- c) solidificação.
- d) liquefação.
- e) ebulição

10- (F.M.Pouso Alegre – MG) Observe os seguintes fatos:

- I. Uma pedra de naftalina deixada no armário.
- II. Uma vasilha com água deixada no *freezer*.
- III. Uma vasilha com água deixada no fogo.
- IV. O derretimento de um pedaço de chumbo quando aquecido.

Nesses fatos, estão relacionados corretamente os seguintes fenômenos:

- a) I.sublimação; II.solidificação; III.evaporação; IV.fusão.
- b) I.sublimação; II.solidificação; III.fusão; IV.evaporação.
- c) I.fusão; II.sublimação; III.evaporação; IV.solidificação.
- d) I.evaporação ; II.solidificação; III.fusão; IV.sublimação.
- e) I.evaporação ; II.sublimação; III.fusão; IV.solidificação.

1.3 – Energia

Energia é uma palavra que deriva do Latim *energia* e do Grego *enérgeia*. Significa eficácia, ação, força. É a faculdade que um corpo possui de produzir atividade ou trabalho.

1.3.1- Tipos de energia

É convencionado nomes diferentes para diferentes tipos de energia; todavia, a energia nem sempre pode ser exatamente encaixada em um tipo ou outro de energia, em especial porque a energia pode ser facilmente transformada de um tipo de energia em outro. Veja alguns exemplos:

- **Cinética**; é o tipo de energia que os objetos em movimento possuem; é o tipo de energia mais fácil de ser observada. Por exemplo, um carro em movimento.
- **Potencial gravitacional**; é a energia que qualquer corpo possui quando esta a uma certa distância do solo. Por exemplo, uma lata de refrigerante sobre uma mesa a 1 metro do chão, possui esta energia; se ela for derrubada a energia passa gradualmente de energia potencial gravitacional para energia cinética.
- **Elástica**; (uma mola esticada tem isto)
- **Energia térmica** (calor); é a forma de energia que depende do quão quente um corpo está. Calor e temperatura não são a mesma coisa.
- **Química**; a energia química deriva da forma como os átomos são organizados em diferentes tipos de moléculas. Quando estas moléculas são alteradas para outros tipos de moléculas com menor energia, uma parcela da energia que elas continham é liberada. Por exemplo, as reações que acontecem dentro de uma pilha, ou a queima da gasolina.
- **Radiante**; é o tipo de energia que o Sol emite. Ela tem a interessante característica de se propagar no vácuo.
- **Nuclear**; a energia nuclear será estudada mais a fundo em capítulos futuros; entretanto, ela oferece muito mais do que se costuma ouvir a respeito deste tipo de energia.
- **Elétrica**; atualmente, é uma das mais “populares” e bem-aceitas formas de energia. Por exemplo, é a forma de energia que acende as lâmpadas.
- **Sonora**; é o tipo de energia provocada pelas ondas sonoras; este tipo de energia precisa de um meio para se propagar. O som não se propaga no vácuo.

Exercícios:

1- O que é energia potencial e onde podemos encontrá-la?

2- O que é energia química?

3- Qual é a diferença entre energia cinética e elástica?

4- Qual a característica fundamental da energia radiante?

6- Quais as aplicações da energia elétrica?

7- Desafio:

Pergunte ao seu professor de Física se é possível converter uma forma de energia em outra. Se for possível, peça um exemplo, pergunte como ele faria isto.

1.4 - Estrutura da matéria II

1.4.1 - Leis ponderais das combinações químicas ([retornar para o Capítulo 10.3](#))

Leis ponderais ou gravimétricas

- **Lei da conservação das massas** (Lavoisier - 1774)
A soma das massas antes da reação é igual à soma das massas após a reação.
- **Lei das proporções definidas** (Proust³ - 1779)
A proporção das massas que reagem permanece sempre constante.
- **Lei das proporções múltiplas** (Dalton – 1808)
Mudando-se a reação, se a massa de um participante permanecer constante, a massa do outro só poderá variar segundo valores múltiplos.
- **Lei das proporções recíprocas** (Richter⁴ – Wenzel⁵)
Uma massa fixa de uma substância reage com massas diferentes de outras substâncias. Se estas substâncias reagirem entre si, farão com as mesmas massas, ou múltiplas ou submúltiplas.

Leis volumétricas

- **Primeira Lei de Gay-Lussac**⁶
Os volumes de todas as substâncias gasosas envolvidas num processo químico, nas mesmas condições de temperatura e pressão, estão entre si numa relação de números inteiros e pequenos.
- **Segunda Lei de Gay-Lussac**
Quando um volume fixo de um gás se combina com volumes de diferentes compostos, estes últimos volumes estão entre si numa relação de números inteiros e simples.

Exercícios:

- 1- Lavoisier foi o maior Químico da história da França, qual foi a sua causa mortis? (pesquisar)
- 2- Segundo a Lei de Proust, o que permanece sempre constante em uma reação Química?
- 3- Se a soma das massas antes da reação é igual à soma das massas após a reação, como pode as cinzas do carvão pesarem menos que o carvão? O que aconteceu com o restante da massa?
- 4- O que é a Lei das proporções recíprocas?

3 Joseph Louis Proust (1754-1826). Químico Francês.

4 Jeremias Benjamin Richter (1762-1807). Químico Alemão.

5 Carl Friedrich Wenzel (1740-1793). Químico Alemão.

6 Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850). Físico e Químico Francês.

1.4.2 - Alotropia

Do Grego *allos*, outro, e *tropos*, maneira ou forma = outra forma. A alotropia é a propriedade que alguns elementos químicos possuem de se apresentarem em formas diferentes, cada uma delas com propriedades químicas e físicas diferentes e específicas, como acontece com o Oxigênio e o Ozônio, por exemplo, além do Carbono, na forma de diamante, grafite e fulereno, etc.

Elemento	Formas Alotrópicas	Características
Carbono	Grafite (C _n)	- Conduz a corrente elétrica; - Ponto de fusão de 3000°C;
	Diamante (C _n)	- Estrutura Rígida; - Não conduz a corrente elétrica; - Transforma-se em grafite a 1900°C;
	Fulereno (C ₆₀)	- Substância Sintética;
Oxigênio	Oxigênio (O ₂)	- Inodoro, incolor, substância vital;
	Ozônio (O ₃)	- Tem cheiro característico e é levemente azulado. É o gás formador da estratosfera e impede que os raios ultravioleta atinjam a superfície terrestre
Enxofre	Rômbico (S ₈)	- Mais estável a temperatura ambiente, transforma-se na monoclinica acima de 95,6°C.
	Monoclinico (S ₈)	- funde-se reversivelmente a 119°C, porém o aquecimento progressivo conduz à formação de um líquido viscoso, contendo longas cadeias de enxofre.
Fósforo	Vermelho (P _n)	- é mais estável, menos volátil e tóxico que o branco e, é usado para a fabricação de palitos de fósforo.
	Branco (P ₄)	- extremamente tóxico e inflamável, é encontrado sob duas formas, alfa e beta, com uma temperatura de transição de - 3,8°C. Exposto a luz solar ou ao calor (300°C), se transforma em fósforo vermelho com despreendimento de calor. - tem aplicações militares em bombas incendiárias e bombas de efeito moral.

1.5 - Conceitos fundamentais

Número atômico (Z): é um número determinado experimentalmente, característico de cada elemento, representando o número de prótons contidos no núcleo e caracteriza os diversos átomos. Em um átomo eletricamente neutro, o número atômico é igual ao número de elétrons (e⁻).

Em um átomo neutro: $Z=e^-$

Por exemplo:

Todos os átomos de Sódio possuem 11 prótons; portanto, número atômico (Z) igual a 11.

Todos os átomos de Ferro possuem 26 prótons; portanto, número atômico (Z) igual a 26.

Número de massa (A): Soma do número de prótons e nêutrons do núcleo de um átomo.

$$A = n^{\circ} \text{ prótons} + n^{\circ} \text{ nêutrons}$$

Número de Nêutrons (n): Em um átomo neutro, o número de cargas positivas (prótons) é igual ao número de cargas negativas (elétrons). Também pode ser dado pela diferença entre o Número de massa (A) e o Número atômico (Z).

$$n = e^- \text{ (se o átomo é neutro) ou } n = A - Z$$

Átomos com desequilíbrio elétrico (íons)

- **Cátions:** são átomos eletrizados positivamente. São átomos que apresentam mais cargas positivas (prótons) do que cargas negativas (elétrons). Isto ocorre porque o átomo perdeu elétrons. O total de elétrons perdidos é igual ao total de cargas positivas adquiridas. Exemplos: Na^+ , Ca^{++} ou Ca^{2+} , Al^{3+}
- **Ânions:** são átomos eletrizados negativamente. Estes átomos apresentam mais elétrons do que prótons. Isto ocorre porque o átomo ganhou elétrons. O total de elétrons ganhos é igual ao total de cargas negativas adquiridas. Exemplos: Cl^- , O^- ou O^{2-} ...

Carga de valência: indica o número de ligações que um átomo poderá realizar. Como em cada ligação está envolvido 1 elétron, o total de cargas adquiridas, positivas ou negativas, determina a valência.

Os cátions e ânions podem ser:

Monovalentes: Na^+ , Cl^-

Bivalentes: Ca^{2+} , O^{2-}

Trivalentes: Al^{3+} , P^{3-}

Tetravalentes: Pt^{4+} , $(\text{SiO}_4)^{4-}$

Massa atômica (também chamado de massa atômica média ou peso atômico médio): é a massa atômica média dos isótopos (cap. 1.7) do elemento químico tendo o carbono 12 como padrão. A massa atômica é expressa em unidade de massa atômica, u (antigamente costumava se representar como u.m.a.).

Massa molecular: é igual à soma das massas atômicas de todos os átomos que formam a molécula.

Exemplo:

Determinação da massa molecular da água H_2O :

$$(1,0 \times 2) + (16 \times 1) = 18u$$

Mol: é a unidade de medida da quantidade de matéria. É uma unidade básica do Sistema Internacional de Unidades (SI). Seu plural em Português, segundo o INMETRO⁷, é mols. Seu símbolo é: mol.

Esta unidade é definida como sendo a quantidade de substância de um sistema que contenha tantas entidades elementares quanto os átomos de 0,012 quilogramas de Carbono-12.

Um Mol de qualquer substância possui $6,023 \times 10^{23}$ moléculas. Por exemplo, um mol de moléculas de qualquer gás possui $6,023 \times 10^{23}$ moléculas deste gás.

Um Mol de átomos de qualquer elemento pesa tantas gramas quanto a sua massa molar, sendo que a massa molar e a massa atômica do elemento são numericamente iguais:

7 INMETRO - Instituto Nacional de Metrologia, Normalização e Qualidade Industrial. Disponível em <http://www.inmetro.gov.br/consumidor/unidLegaisMed.asp#unidade>. Acesso em 31/01/2006.

Exemplo:

Massa atômica do Cloro= 35,5u

Massa molar do Cloro= 35,5g/mol

Massa molar: A massa molar é a massa de um mol de átomos de qualquer elemento. A massa molar de um elemento é numericamente igual à massa desse elemento em unidades de massa atômica. Sendo assim, a massa atômica do elemento informa sua massa molar.

Número de Avogadro⁸: constante numérica aplicada tanto na Química quanto na Física. A definição formal do número de Avogadro é: o número de átomos de Carbono-12 em 0,012 kg (12g) de Carbono-12, o que é aproximadamente $6,02 \times 10^{23}$. O Número de Avogadro também pode ser definido como o número de elementos em um mol.

Curiosidade: Por que sempre o Carbono-12?

Historicamente, o Carbono-12 é escolhido como substância de referência porque sua massa atômica pode ser medida de maneira bastante precisa.

Volume molar: é o volume, medido em litros, ocupado por um mol de uma substância. O volume molar de um gás é constante para todos os gases a uma mesma pressão e temperatura.

Nas CNTP⁹, o volume molar é igual a 22,71 L/mol, conforme orientações da IUPAC¹⁰.

Exercícios e questões:

1- O que é alotropia?

2- Qual a diferença entre massa atômica e massa molecular?

3- Classifique os cátions e ânions a seguir em (a) Monovalentes, (b) Bivalentes, (c) Trivalentes e (d)Tetravalentes:

() $(\text{SiO})^{2-}$

() P^{3-}

() $(\text{IO}_3)^-$

() $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$

() $(\text{AlO}_2)^-$

() N^{3-}

() $(\text{S}_2\text{O}_3)^{2-}$

() Fe^{3+}

() $(\text{PO}_4)^{3-}$

() $(\text{HPO}_3)^{2-}$

() $(\text{SbO}_3)^{3-}$

() $(\text{P}_2\text{O}_7)^{4-}$

() $(\text{CrO}_4)^{2-}$

() $(\text{SiO}_4)^{4-}$

() $(\text{BrO}_3)^-$

() Se^{2-}

() $(\text{IO}_4)^-$

() $(\text{HCO}_3)^-$

() O^{2-}

() S^{2-}

() Mn^{2+}

() $(\text{IO})^-$

() $(\text{SO}_4)^{2-}$

() Pb^{4+}

() F^-

() $(\text{SO}_3)^{2-}$

() $(\text{SbO}_4)^{3-}$

() $(\text{S}_2\text{O}_4)^{2-}$

() $(\text{NO}_3)^-$

() Ni^{2+}

() $(\text{BO}_3)^{3-}$

() Pb^{2+}

() I^-

() $(\text{SiF}_6)^{2-}$

() $(\text{CO}_3)^{2-}$

() Mn^{4+}

() $(\text{MnO}_4)^{2-}$

() $(\text{P}_2\text{O}_6)^{4-}$

() Cl^-

8 Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856). Químico e físico Italiano. Ente outras contribuições explicou a diferença entre os átomos e as moléculas (tendo ele mesmo introduzido termo molécula). Estabeleceu a fórmula da água como H_2O ao invés de HO (corrigindo Dalton), distinguiu massas moleculares de massas atômicas, e permitiu o cálculo das massas atômicas sem precisar de recorrer às regras impostas por Dalton. Avogadro tornou comum o uso da matemática na química, podendo ser considerado um dos fundadores da Físico Química.

9 CNTP - Condições Normais de Temperatura e Pressão.

10 IUPAC - International Union of Pure and Applied Chemistry.

- | | | |
|---|--|---|
| <input type="checkbox"/> Br ⁻ | <input type="checkbox"/> (PbO ₂) ²⁻ | <input type="checkbox"/> Mn ²⁺ |
| <input type="checkbox"/> (AsO ₄) ³⁻ | <input type="checkbox"/> Fe ²⁺ | <input type="checkbox"/> (H ₂ PO ₂) ⁻ |
| <input type="checkbox"/> H ⁻ | <input type="checkbox"/> (NO ₂) ⁻ | <input type="checkbox"/> Sn ⁴⁺ |
| <input type="checkbox"/> (S ₂ O ₈) ²⁻ | <input type="checkbox"/> Cr ²⁺ | <input type="checkbox"/> (AsO ₃) ³⁻ |
| <input type="checkbox"/> (HCO ₂) ⁻ | <input type="checkbox"/> (PO ₃) ⁻ | <input type="checkbox"/> Mn ⁴⁺ |

5- Qual a diferença entre cátions e ânions?

6- Qual a diferença entre o número de massa e o número de nêutrons?

7- Qual a diferença entre o número de massa e o número atômico?

8- Qual a massa molar dos seguintes elementos:

- Ouro
- Platina
- Prata

9- Quais os elementos que apresentam as seguintes massas molares:

- 11 _____
- 98 _____
- 45 _____
- 33 _____
- 110 _____
- 6 _____

1.6 - Isótopos, Isóbaros e Isótonos

Isótopos: são átomos de um mesmo elemento que possuem propriedades químicas idênticas (visto apresentarem a mesma distribuição eletrônica), mas propriedades físicas diferentes. Possuem o mesmo número atômico (Z), porém apresentam diferentes números de massa (A) .

Representa-se um isótopo pelo símbolo, nº atômico (Z) e massa atômica (A) ${}_Z E^A$

Exemplo:

a) isótopos do hidrogênio: ${}_1 H^1$ (hidrogênio), ${}_1 H^2$ (deutério) e ${}_1 H^3$ (trítio)

b) isótopos do oxigênio: ${}_8 O^{16}$, ${}_8 O^{17}$ e ${}_8 O^{18}$

Isóbaros: são átomos que têm o mesmo número de massa (A), mas diferentes números atômicos (Z). Suas propriedades químicas são totalmente diferentes.

Exemplo:

${}_{19} K^{40}$ isóbaro de ${}_{20} C^{40}$ A = 40

${}_{20} C^{42}$ isóbaro de ${}_{22} Ti^{42}$ A = 42

Isótonos: são átomos com diferentes números atômicos e de massa, porém com igual número de nêutrons.

$_{17}\text{Cl}^{37}$ isótono de $_{20}\text{C}^{40}$ $n = 20$ nêutrons

$_{5}\text{B}^{11}$ isótono de $_{6}\text{C}^{12}$ $n = 6$ nêutrons

1.6.1 - Resumo dos Isótopos, Isóbaros e Isótonos

	Prótons	Massa	Nêutrons
Isótopos	=	≠	≠
Isóbaros	≠	=	≠
Isótonos	≠	≠	=

Exercícios:

1- Defina os elementos isóbaros.

2- Quais as diferenças entre isótopos, isóbaros e isótonos?

3- Um átomo possui 3 prótons, 4 nêutrons e 3 elétrons. Indique a afirmação falsa:

- a) Seu número atômico é 3.
- b) Seu número de massa é 7.
- c) A massa desse átomo é, praticamente, a soma das massas de 3 prótons e 5 nêutrons.
- d) Existem 10 partículas no núcleo desse átomo.
- e) o átomo tem carga zero.

4- Um cátion bivalente apresenta 54 elétrons. Qual o n° atômico do elemento que formou o cátion?

5- Um ânion trivalente apresenta 36 elétrons. Qual o n° atômico do elemento original?

6- Um íon binegativo apresenta 54 elétrons e 76 nêutrons. Qual a massa atômica do elemento original?

7- Conhecendo os números atômicos dos elementos P (15), O (8), C (6), S (16), H (1) e N (17), determine o número de elétrons de cada uma das espécies abaixo:

- a) PO_4^{3-} _____
- b) SO_4^{-2} _____
- c) H_2CO_3 _____
- d) NH_4^+ _____

1.8 - Fórmulas químicas

Na explicação dos materiais que conhecemos, surge uma pergunta importante: como é possível existir uma variedade tão grande de materiais se o número de átomos (elementos) diferentes é relativamente pequeno? Porque esses átomos, além de permanecerem isolados, podem se reunir das mais variadas maneiras, formando uma infinidade de agrupamentos diferentes, que podem ser moléculas ou aglomerados de íons.

As substâncias são representadas por fórmulas químicas. A mais usada é a **fórmula MOLECULAR**, (ou, simplesmente, fórmula) que indica os elementos presentes na substância e quantos átomos de cada elemento estão ligados entre si. Os outros tipos são: fórmula **bruta ou mínima**, fórmula **centesimal**, fórmula **eletrônica** e fórmula **estrutural**.

● FÓRMULA MOLECULAR

Exemplos:

H_2O (Água): A molécula de água é formada por dois átomos do elemento Hidrogênio e por um átomo do elemento Oxigênio.

O_2 (Gás Oxigênio): Elementos → _____

Nº de átomos → _____

H_2SO_4 (Ácido Sulfúrico): Elementos → _____

Nº de átomos → _____

H_3PO_4 (Ácido Fosfórico): Elementos → _____

Nº de átomos → _____

CO_2 (Gás Carbônico): Elementos → _____

Nº de átomos → _____

● FÓRMULA BRUTA ou FÓRMULA MÍNIMA

A fórmula BRUTA ou MÍNIMA (ou EMPÍRICA ou ESTEQUIOMÉTRICA) indica quais os elementos formadores da substância e qual a quantidade **mínima** (ou proporção) de átomos desses elementos expressa em números inteiros e os menores possíveis.

Exemplos:

Glicose: Fórmula Molecular \rightarrow $C_6H_{12}O_6$

Fórmula Bruta \rightarrow CH_2O

ETANO: Fórmula Molecular \rightarrow C_2H_6

Fórmula Bruta \rightarrow _____

ÁGUA OXIGENADA: Fórmula Molecular \rightarrow H_2O_2

Fórmula Mínima \rightarrow _____

SACAROSE: Fórmula Molecular \rightarrow $C_{12}H_{22}O_{11}$

Fórmula Mínima \rightarrow _____

ÁCIDO SULFÚRICO: Fórmula Molecular \rightarrow H_2SO_4

Fórmula Mínima \rightarrow _____

A fórmula molecular é um múltiplo inteiro da fórmula mínima, isto é,

$$(\text{FÓRMULA MOLECULAR}) = (\text{FÓRMULA MÍNIMA}) \cdot n$$

Onde $n = 1, 2, 3, \dots$ (número inteiro)

- **FÓRMULA CENTESIMAL**

A fórmula centesimal (ou composição centesimal, ou composição percentual) refere-se às porcentagens **em massa** dos elementos formadores da substância considerada.

Ex: Metano \rightarrow Fórmula Molecular: CH_4

Fórmula Mínima: CH_4

Fórmula Centesimal: _____

* A fórmula centesimal representa a **proporção em massa** existente na substância, que é **sempre constante** segundo a lei de Proust.

Ex2: A análise de 0,40g de um certo óxido de ferro revelou que ele encerra 0,28g de ferro e 0,12g de oxigênio. Qual é a sua fórmula centesimal?

Resolução:

Ex3: Calcular a composição centesimal do ácido sulfúrico, H_2SO_4 (massas atômicas: H=1; O=16; S=32).

Resolução:

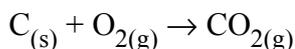
EQUAÇÃO QUÍMICA

Como já vimos, as substâncias são representadas por **fórmulas**, que indicam os elementos constituintes através de **símbolos** e as quantidades de átomos através de **índices**. As reações químicas (ou fenômenos químicos) são representadas por equações químicas, que mostram as fórmulas das substâncias participantes, em proporções adequadas.

Numa equação química escrevem-se as fórmulas moleculares dos reagentes (ou reatantes) e dos produtos (ou resultantes) da reação química, indicando-se também as quantidades das substâncias envolvidas no processo.

Esquemáticamente: reagentes → produtos

Por exemplo, a reação de combustão (ou queima) do carbono:



Reagentes

Produto

→ Entre parênteses costumam ser colocados os estados físicos das substâncias, ou seja, **(s) = sólido**, **(l) = líquido** e **(g) = gás**.

IMPORTANTE: o número de átomos de cada elemento deve ser **igual** nos dois lados da equação química, ou seja, o n° total de átomos dos reagentes = n° total de átomos dos produtos. Ex:
 $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

1.9 - Estrutura da matéria III

1.9.1 - Números quânticos

Böhr precisou postular a existência dos números quânticos na sua teoria. Contudo, com o progresso da compreensão da mecânica quântica, estes números ocorrem naturalmente ao se resolver a equação de Shrodinger.

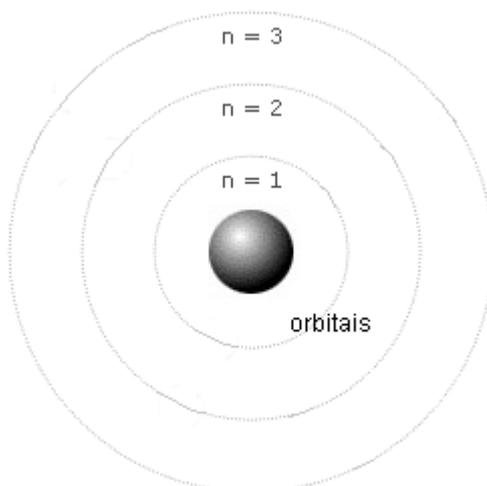
Os números quânticos são de grande relevância quando para descrever a posição dos elétrons nos átomos. Existem quatro números quânticos:

1. Número quântico principal (n);
2. Número quântico azimutal ou do momento angular (l);
3. Número quântico magnético (m_l);
4. Número quântico rotatório (spin em inglês, m_s)

Estudo aprofundado dos números quânticos:

1. **Número quântico principal (n):** Já vimos que este número foi introduzido no terceiro postulado da teoria atômica de Niels Böhr. Indicando que as órbitas possíveis são aquelas em que o elétron possui um momento angular múltiplo inteiro de $h/2\pi$, isto implica que o elétron não pode estar a qualquer distância do núcleo, mas somente em poucas regiões, chamadas de órbitas. O Número quântico principal pode apresentar os seguintes valores:

$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, \dots, \infty$. Os números fracionários, negativos e o zero, não são válidos para o número quântico principal.



Isto é o que o n representa.

O número quântico principal localiza o elétron em seu orbital ou nível de energia.

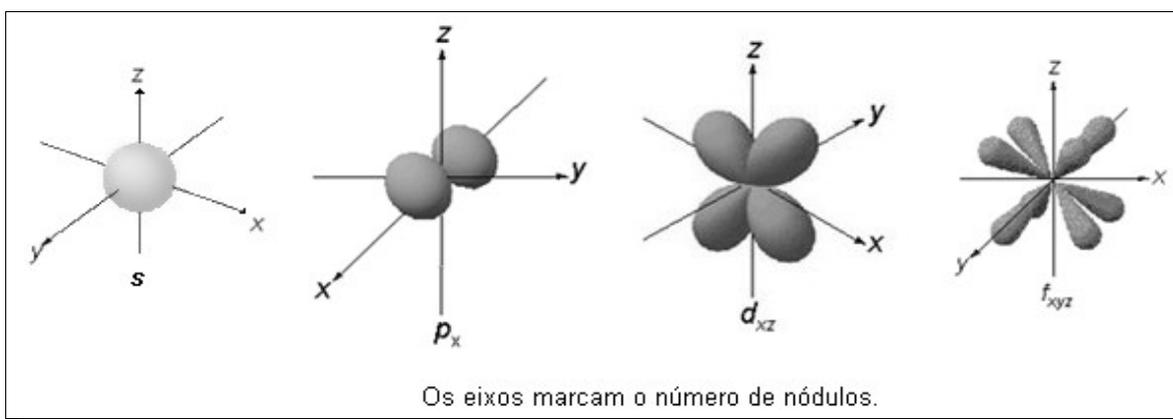
Nível	1	2	3	4	5	6	7
Camada	K	L	M	N	O	P	Q

2. **Número quântico azimutal, do momento angular ou secundário (l):** Foi introduzido por Sommerfeld, pois verificou-se que um elétron, numa mesma órbita, apresentava energias diferentes. Tal fato não é possível se as órbitas forem circulares. Sommerfeld sugeriu que as órbitas são elípticas, pois elipses apresentam diferentes excentricidades, ou seja, distâncias diferentes do centro, gerando energias diferentes para uma mesma camada eletrônica.

O número quântico azimutal define o formato do orbital e localiza o elétron no seu subnível de energia.

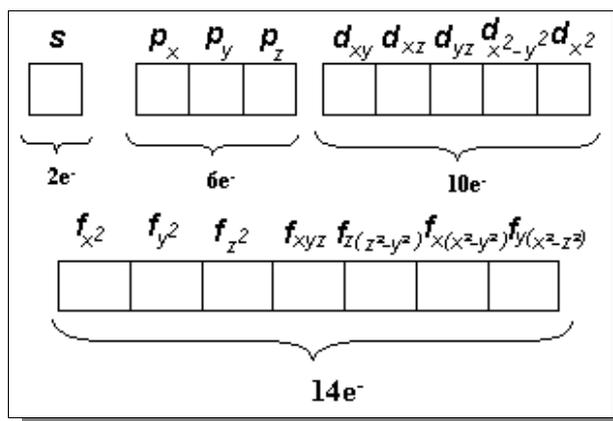
Os valores válidos para l são 0, 1, 2, 3, ... $n - 1$.

- $l = 0$, orbitais **s**, com formato esférico
- $l = 1$, orbitais **p**, com formato de dois lóbulos e um nóduo
- $l = 2$, orbitais **d**, com formato de quatro lóbulos e dois nóduos
- $l = 3$, orbitais **f**, com formato de oito lóbulos e quatro nóduos



O nome dos orbitais (s, p, d, f) vem dos nomes dados às linhas do espectro do Hidrogênio em Inglês. A letra s para sharp (afiado), p para principal (principal), d para diffuse (difuso), e f para fundamental (fundamental).

Cada suborbital pode comportar até 2 elétrons, então o número de elétrons que estes orbitais podem acomodar é:



3. Número quântico magnético(m_l):

O número quântico magnético também veio através de Sommerfeld. Deriva do número quântico azimutal (l). Este número não interfere na energia do elétron, ele representa a orientação espacial do orbital perante um campo magnético externo. Derivando de l , o número quântico magnético pode assumir qualquer valor inteiro entre $-l$, 0 , $+l$. Por exemplo:

Para $l = 0$, m_l só pode valer 0 . Só pode haver um orbital **s**.

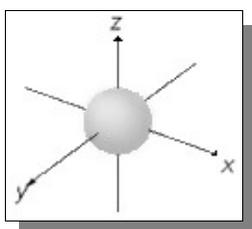
Para $l = 1$, m_l pode valer -1 , 0 , 1 . Informa que existem 3 orientações para os orbitais **p**.

Para $l = 2$, m_l pode valer -2 , -1 , 0 , 1 , 2 . Informa que existem 5 orientações para os orbitais **d**.

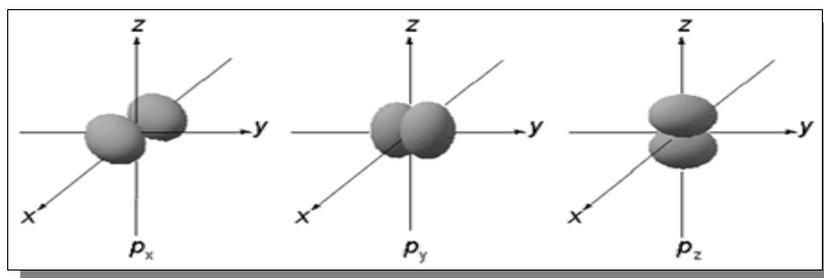
Para $l = 3$, m_l pode valer -3 , -2 , -1 , 0 , 1 , 2 , 3 . Informa que existem 7 orientações para os orbitais **f**.

A representação gráfica de m_l ajuda a entender melhor o que ele representa.

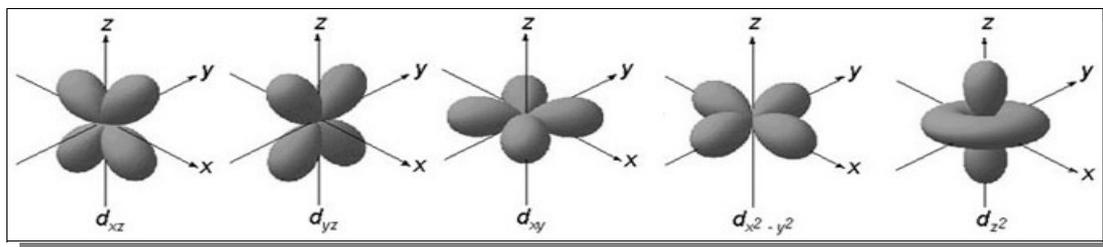
$l = 0$, m_l informa que só pode haver um orbital **s**.



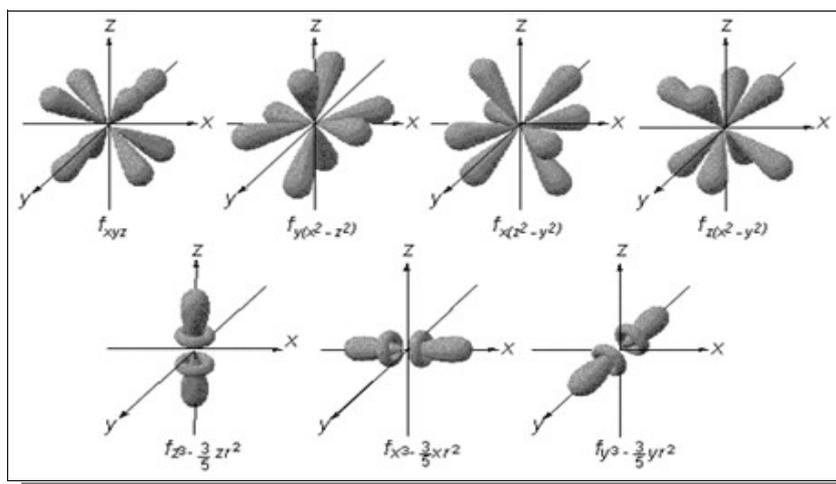
$l = 1$, m_l informa que existem 3 orientações para os orbitais **p**.



$l = 2$, m_l informa que existem 5 orientações para os orbitais **d**.



$l = 3$, m_l informa que existem 7 orientações para os orbitais **f**.



4. Número quântico rotatório (spin em inglês, m_s):

O número quântico rotatório (m_s) descreve o sentido de rotação de um elétron em um orbital, que pode ser horário ou anti-horário. Para cada caso foi atribuído um valor $+1/2$ e $-1/2$.

Regras básicas sobre os números quânticos:

1. Os números n , l e m são números inteiros;
2. O número quântico principal (n) não pode ser zero;
3. O número quântico azimutal (l) pode ser qualquer número inteiro entre zero e $n-1$;
4. O número quântico magnético (m_l) pode ser qualquer número inteiro entre $-l$ e $+l$;
5. O número quântico rotatório (s) só pode valer $+1/2$ e $-1/2$.

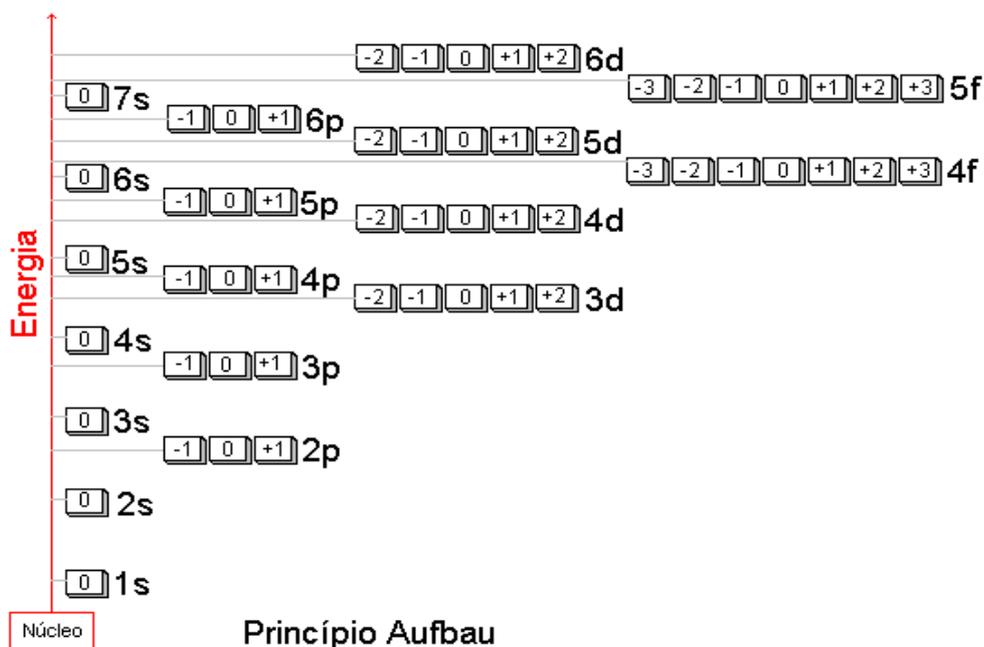
1.9.2 - Distribuição eletrônica nos átomos

1.9.2.1 - Princípio de exclusão de Pauli

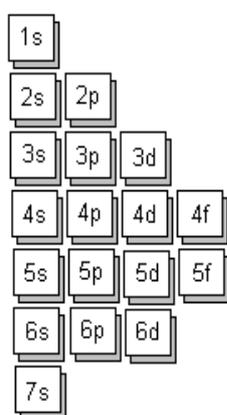
Proposto em 1925, na tentativa de explicar algumas das propriedades dos elétrons nos átomos, o Princípio de exclusão de Pauli¹¹ postula que “*Em um sistema fechado, dois elétrons não podem ocupar o mesmo estado*”. Em outras palavras, dois elétrons não podem ter os 4 números quânticos idênticos. Assim, podemos aplicar isto à um esquema chamado de diagrama de construção (Aufbau), que explica a ordem de preenchimento dos orbitais de átomos multieletrônicos. Então temos que:

1. O número de elétrons em um átomo é igual ao número atômico;
2. Cada elétron adicionado entra no orbital de ordem energética mais baixa disponível;
3. Um orbital não pode receber mais do que dois elétrons.

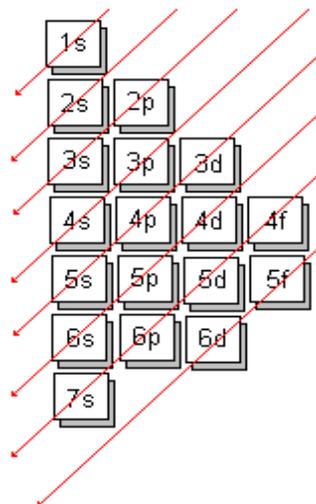
¹¹ Wolfgang Pauli (1900-1958). Físico Austríaco. Prêmio Nobel de Física de 1945.



A ordem de preenchimento é 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d... A regra mnemônica a seguir ajuda bastante na compreensão do princípio da construção, uma vez que não é muito prático desenhar o diagrama acima cada vez que se deseja fazer a distribuição eletrônica de um átomo.



Regra mnemônica para o Princípio Aufbau



1.9.2.2 - Regra de Hund

A Regra de Hund¹² trata sobre a forma de como os elétrons devem ser distribuídos para preencher os subníveis. Cada orbital de um subnível recebe, inicialmente, apenas um elétron. Somente após o último orbital deste subnível ter recebido seu primeiro elétron começa o preenchimento dos orbitais semicheios com o segundo elétron.

Elétron de maior energia ou elétron de diferenciação é o último elétron distribuído no preenchimento da eletrosfera, de acordo com as regras estudadas.

Tutorial de distribuição eletrônica

Para fazer a distribuição eletrônica de um elemento qualquer existem alguns poucos passos a serem seguidos e as regras acabam por serem aplicadas naturalmente.

O primeiro destes passos é saber quantos elétrons devem ser distribuídos. Lembrando que o número de elétrons é igual ao número atômico, temos, por exemplo, que o Hidrogênio tem 1 elétron, o Hélio tem 2 elétrons, o Flúor tem 5 elétrons....

Sabendo que o Hidrogênio tem 1 elétron, fica claro que este só poderá inserir um elétron nos orbitais disponíveis, o Hélio 2 elétrons e o Flúor 5 elétrons.

Lembrando que cada subnível dos orbitais pode comportar 2 elétrons, temos que o subnível **s** comporta $2e^-$, o subnível **p** $6e^-$, o subnível **d** $10e^-$ e o o subnível **f** $14e^-$.

A ordem de preenchimento é $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ \dots$. Isto porque sempre devemos preencher a partir do orbital de menor energia.

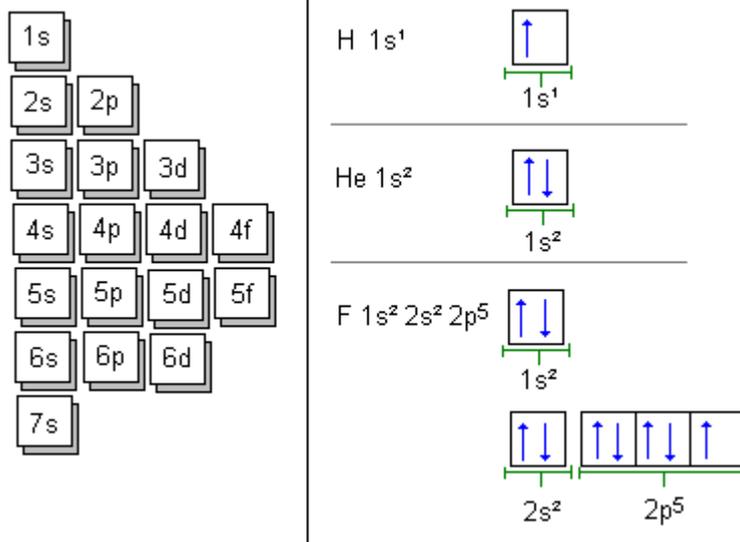
Assim temos as seguintes distribuições:

H $1s^1$

He $1s^2$

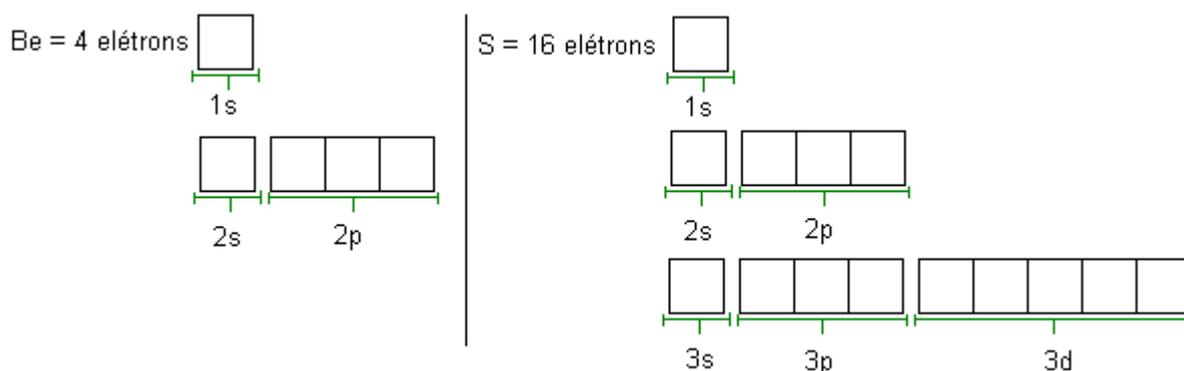
F $1s^2, 2s^2, 2p^5$

Veja como isto fica quando representado graficamente:



12 Friedrich Hund (1896-1997). Físico Alemão, conhecido por seu trabalho sobre a estrutura eletrônica de átomos e moléculas.

Agora, tente você! Complete os exemplos a seguir:



Achou fácil? Não pare agora! Faça também a distribuição eletrônica dos seguintes elementos: Oxigênio (16), Carbono (12), Criptônio (36) e Bário (56).

Exercícios

1- Quais são os quatro números quânticos do último elétron representado, seguindo a regra de Hund, ao efetuar a representação gráfica de 9 elétrons no subnível 4f?

Res. 4, 3, -2, +1/2

2- Após representar a distribuição eletrônica do Oxigênio (16), Carbono (12), Criptônio (36) e Bário (56), quais são os números quânticos do último elétron contido na última camada de cada um destes elementos?

1.9.3 - Geometria Molecular

A forma das moléculas (a maneira como seus átomos estão arranjados no espaço) afeta muitas de suas propriedades físicas e químicas como, por exemplo, o ponto de fusão e ebulição. A forma molecular pode, também, afetar as propriedades químicas. Nos sistemas biológicos, tais como o nosso organismo, as reações químicas que nos mantêm vivos (e até nos permitem estudar química) dependem de um entrelaçamento muito preciso entre as moléculas. Se os locais de encaixe forem destruídos, o que ocorre geralmente nos casos de envenenamento, o organismo morrerá. Assim, a compreensão da geometria molecular e dos fatores que a afetam é muito importante para a nossa compreensão química. Existem algumas teorias que tentam explicar o mesmo fenômeno físico. Nenhuma teoria é perfeita, senão bastaria levarmos em consideração apenas uma delas. Cada teoria tem o seu ponto forte e o seu ponto fraco.

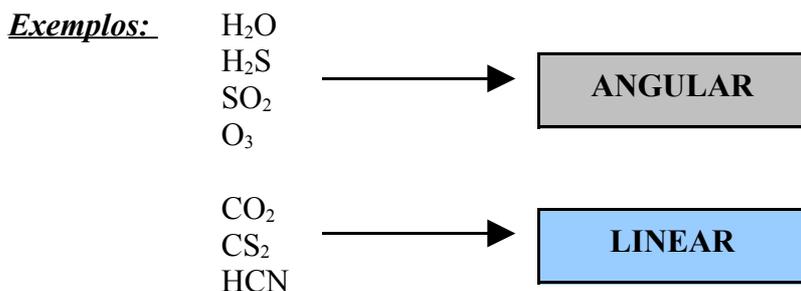
Embora exista um número enorme de moléculas diferentes (na casa dos milhões), o número de maneiras diferentes que os átomos se arranjam em torno uns dos outros é bastante limitado. Isto torna a compreensão sobre as formas das moléculas muito fácil, pois somos capazes de descrever essas formas através de um número relativamente pequeno de termos. Virtualmente, todas as moléculas têm formas que podem ser consideradas como derivadas de um conjunto básico de seis geometrias diferentes¹³.

¹³ As figuras geométricas que aparecem no decorrer deste tópico foram extraídas do seguinte *site*.
http://images.google.com.br/imgres?imgurl=http://wps.prenhall.com/wps/media/objects/602/616516/Media_Assets/Chapter07/Text_Images/FG07_05-

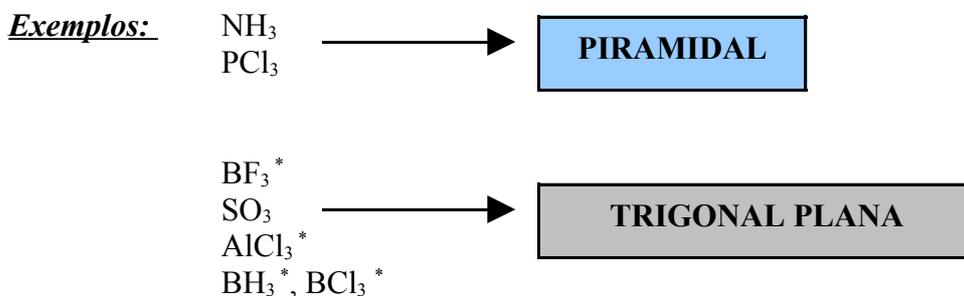
I) Moléculas com 2 átomos: **LINEAR**

Ex: O₂, Cl₂, H₂, CO, HF, HBr, etc.

II) Moléculas com 3 átomos: $\left\{ \begin{array}{l} \text{- LINEAR} \\ \text{- ANGULAR (sobra de elétrons no elemento central)} \end{array} \right.$

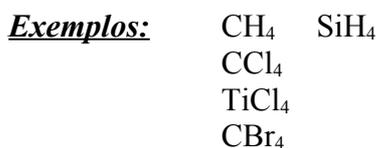


III) Molécula com 4 átomos: $\left\{ \begin{array}{l} \text{- PIRAMIDAL} \\ \text{(sobra de elétrons no elemento central)} \\ \text{- TRIGONAL PLANA OU TRIANGULAR} \end{array} \right.$



* exceções à regra do octeto

IV) Moléculas com 5 átomos: **TETRAÉDRICA** (sempre)



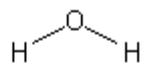
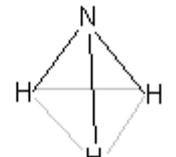
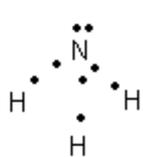
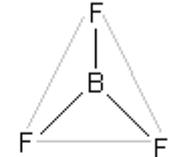
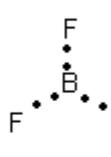
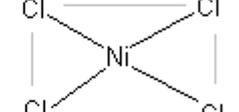
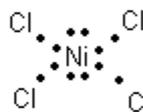
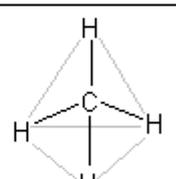
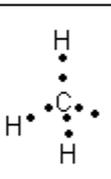
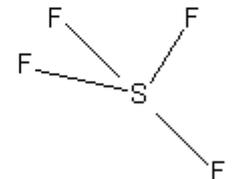
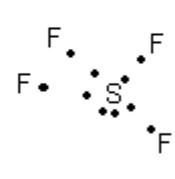
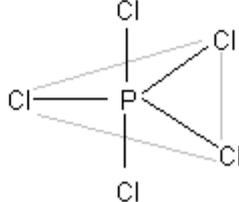
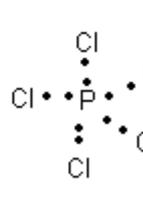
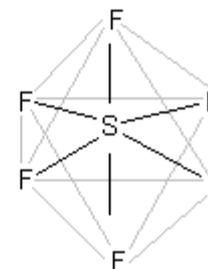
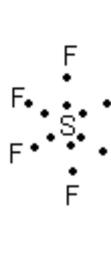
V) Moléculas com 6 átomos: **BIPIRAMIDAL** (bipirâmide de base triangular)



12UN.JPG&imgrefurl=http://wps.prenhall.com/wps/media/objects/602/616516/Chapter_07.html&h=1200&w=922&sz=168&tbnid=iLe5UMmMjC53RM:&tbnh=150&tbnw=115&hl=pt-BR&start=3&prev=/images%3Fq%3Dmolecular%2Bgeometry%26svnum%3D10%26hl%3Dpt-BR%26lr%3D%26client%3Dfirefox-a%26rls%3Dorg.mozilla:pt-BR:official%26sa%3DG

VI) Moléculas com 7 átomos: **OCTAÉDRICA** (bipirâmide de base quadrada)

Exemplo: SF_6 (exceção à regra do octeto)

Nome	Pares de elétrons compartilhados	Exemplo	Foma da ligação	Foma da ligação
Linear	2	BeCl ₂	Cl—Be—Cl	Cl•• Be•• Cl
Ângular	2	H ₂ O		
Piramidal	3	NH ₃		
Trigonal Plano	3	BF ₃		
Quadrado planar	4	NiCl ₄ ²⁻		
Tetraédrico	4	CH ₄		
Tetraédrica distorcida <i>gangorra</i>	4	SF ₄		
Bipiramidal	5	PCl ₅		
Octaédrica	6	SF ₆		

1.9.3.1 - Geometria Molecular Baseada na Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência (VSEPR)

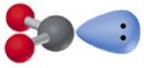
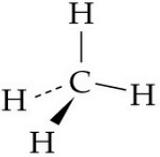
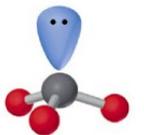
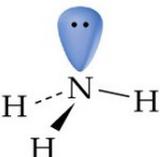
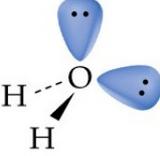
Um dos objetivos primários da teoria da ligação química é explicar e (esperamos) prever a estrutura molecular. Uma teoria que é extremamente simples e bastante eficiente na sua capacidade de prever acuradamente as geometrias moleculares é a chamada teoria de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (teoria VSEPR, do inglês **V**alence **S**hell **E**lectron **P**air **R**epulsion).

As moléculas são formadas por átomos unidos por ligações covalentes e podem apresentar, na sua constituição, desde dois até milhares de átomos. A disposição espacial dos núcleos desses átomos irá determinar diferentes formas geométricas para as moléculas. Assim, toda molécula formada por dois átomos (diatômicas) será sempre linear, pois seus núcleos estão obrigatoriamente alinhados.

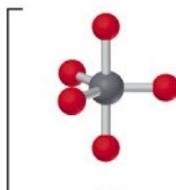
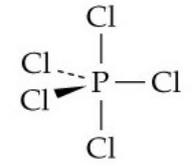
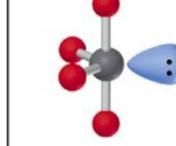
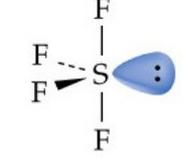
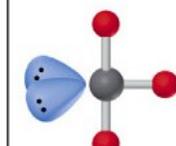
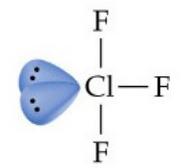
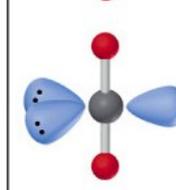
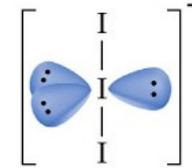
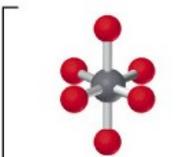
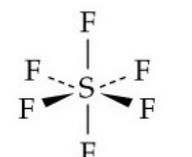
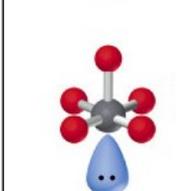
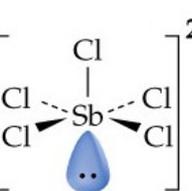
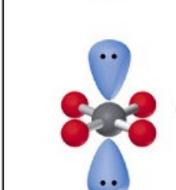
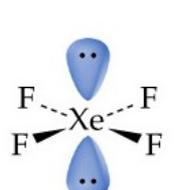


Uma das maneiras mais simples e mais usada atualmente para prever a geometria das moléculas que apresentam mais do que dois átomos consiste na utilização da **teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência**. Essa teoria está baseada na idéia de que os pares eletrônicos ao redor de um átomo central, quer estejam ou não participando das ligações, se comportam como nuvens eletrônicas que se repelem entre si, de forma a ficarem orientadas no espaço com a maior distância angular possível, ou seja, a teoria VSEPR propõe que o arranjo geométrico dos átomos ou grupo de átomos (aos quais, geralmente, nos referimos como ligantes) em torno de algum átomo central seja determinado somente pela repulsão entre os pares de elétrons presentes na camada de valência do átomo central.

Notação VSEPR	Forma	Notação VSEPR	Forma
AX_2	Linear	AX_4E	Tetradrica Irregular (gangorra)
AX_3	Triangular	AX_3E_2	Forma de T
AX_2E	Angular	AX_2E_3	Linear
AX_4	Tetraédrica	AX_6	Octaédrica
AX_3E	Piramidal	AX_5E	Piramidal de Base Quadrada
AX_2E_2	Angular	AX_4E_2	Quadrado Planar
AX_5	Bipiramidal Trigonal		

Número de ligações	Número de pares de elétrons isolados	Número de nuvens eletricamente carregadas	Geometria molecular	Exemplo
2	0	2	 Linear	$O=C=O$
3	0	3	 Trigonal planar	
			 Angular	
2	1			
4	0	4	 Tetraédrica	
			 Pirâmide de base triangular	
			 Angular	
3	1			
2	2			

Continua

Número de ligações	Número de pares de elétrons isolados	Número de nuvens eletricamente carregadas	Geometria molecular	Exemplo
<div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">5</div> <div style="margin: 0 10px;">[</div> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">4</div> <div style="margin: 0 10px;">[</div> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">3</div> <div style="margin: 0 10px;">[</div> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">2</div> <div style="margin: 0 10px;">]</div> </div>	<div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">0</div> <div style="margin: 0 10px;">[</div> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">1</div> <div style="margin: 0 10px;">[</div> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">2</div> <div style="margin: 0 10px;">[</div> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">3</div> <div style="margin: 0 10px;">]</div> </div>	5	 <p>Bipirâmide trigonal</p>	
			 <p>Gangorra</p>	
			 <p>Forma de T</p>	
 <p>Linear</p>				
<div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">6</div> <div style="margin: 0 10px;">[</div> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">5</div> <div style="margin: 0 10px;">[</div> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">4</div> <div style="margin: 0 10px;">]</div> </div>	<div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">0</div> <div style="margin: 0 10px;">[</div> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">1</div> <div style="margin: 0 10px;">[</div> <div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; padding: 5px 10px;">2</div> <div style="margin: 0 10px;">]</div> </div>	6	 <p>Octaédro</p>	
			 <p>Pirâmide de base quadrada</p>	
			 <p>Quadrado plano</p>	

1.9.8 - Estrutura atômica moderna (Capítulo de leitura opcional)

Em desenvolvimento.....

Capítulo 2 - Tabela Periódica

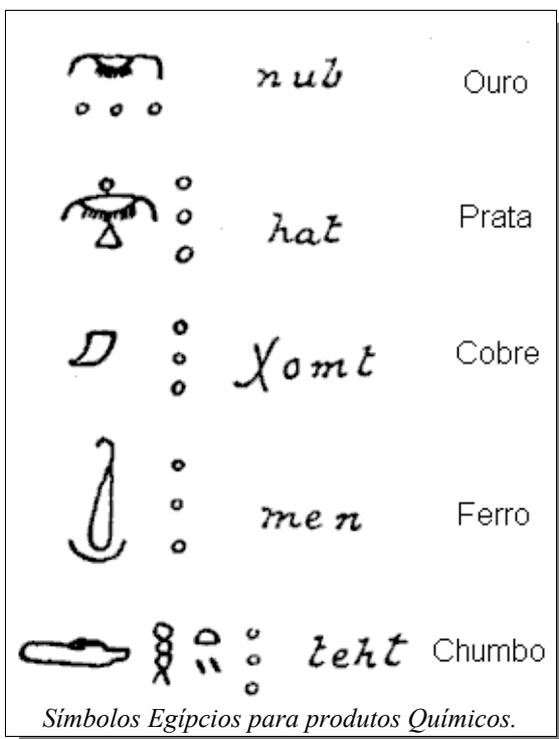


Ouroboros

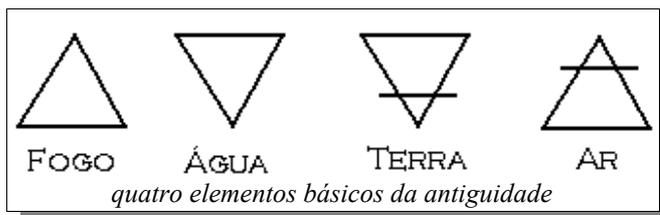
A natureza cíclica do Universo

2.0 - A origem da origem...

Todas as ciências modernas evoluíram de conhecimentos mais elementares, mais antigos. E com a química não foi diferente. Não há uma data certa, como no descobrimento do Brasil, em que seja possível dizer no dia tal a Química foi inventada. Todavia, é do senso comum que é uma ciência bastante antiga. Alguns afirmam que ela deriva da alquimia, porém é importante lembrar que antes da alquimia já existiam processos químicos muito sofisticados. Os antigos Egípcios não apenas conheciam os metais como já dominavam alguns processos siderúrgicos. Os antigos Astecas também possuíam conhecimentos nestas áreas. Desta forma, apresentamos alguns símbolos Egípcios para produtos químicos à esquerda.



À medida em que o tempo foi passando, algumas culturas caíram, ao passo em que outras ascenderam. Para a Química isto significou uma nova forma de representação de seus elementos e processos. Com a alquimia, surgiu todo um rico sistema de sinais, cheio de símbolos para representar os elementos químicos, porém todo este processo se iniciou com os quatro elementos básicos da antiguidade, o fogo, o ar, a água e a terra.

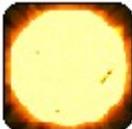


Posteriormente, foram surgindo novos símbolos para representar outros materiais. Estes materiais foram associados a corpos celestes e ficaram conhecidos como “os sete metais planetários”. Estes corpos celestes, por sua vez, já eram associados a Deuses e aos dias da semana. O idioma Português não representa isto tão bem quanto o Espanhol e o Inglês, por isto vamos apresentar os metais associados aos “planetas” em idiomas além do Português para que seja possível a comparação, sempre na ordem proposta aqui, Português (Inglês/Espanhol/Italiano/Francês).

1. O Sol era associado ao Domingo (Sunday/Domingo/Domenica/Dimanche). No Inglês *Sunday* fica óbvio, *Dia do Sol*. Ao Sol foi associado o Ouro, entre outras razões pelo seu brilho sempre duradouro.
2. À Lua era associada à Segunda-Feira (Monday/Lunes/Lunedì/Lundi). Novamente em outros calendários o nome é bem evidente. A prata possui um brilho claro muito similar ao da lua.
3. À Marte, o Deus da guerra, foi associada a Terça-feira (Tuesday/Martes/Martedì/Mardi). E como o Deus da guerra precisava de um metal resistente e forte para derramar sangue, a este dia foi associado o Ferro.
4. À Mercúrio, mensageiro dos deuses, que transmite aos deuses as preces dos homens e faz subir a eles a fumaça dos sacrifícios, é associada a Quarta-feira (Wednesday/Miércoles/Mercoledì/Mercredi). Como um mensageiro necessita de algo móvel, à ele foi atribuído o Mercúrio, o único metal líquido nas condições ambientes.

5. À Júpiter, o maior planeta, rei dos deuses romanos, é atribuída a Quinta-feira (Thursday/Jueves/Giovedì/Jeudi). Ao deus que podia mostrar a sua ira e insatisfação através de trovões e raios, foi associado o Estanho.
6. Para o planeta Vênus, a deusa romana do amor e da beleza (Vênus), disputa com Frigga, esposa de Odim, o direito de ser homenageada na Sexta-feira (Friday/Viernes/Venerdì/Venerdì). A briga das damas não é quimicamente relevante, o que importa é que ao planeta Vênus foi atribuído o metal cobre.
7. À Saturno, com seus anéis em forma de foice, era associado o deus da colheita e o dia de Sábado (Saturday/Sábado/Sabato/Samedi). E para Saturno sobrou o Chumbo.

OS SETE METAIS PLANETÁRIOS

		PORTUGUÊS/INGLÊS/ESPAÑHOL	
☉	OURO	 SOL	DOMINGO/SUNDAY/DOMINGO
☾	PRATA	 LUA	SEGUNDA/MONDAY/LUNES
♂	FERRO	 MARTE	TERÇA/TUESDAY/MARTES
☿	MERCÚRIO	 MERCÚRIO	QUARTA/WEDNESDAY/MIÉRCOLES
♃	ESTANHO	 JÚPITER	QUINTA/THURSDAY/JUEVES
♀	COBRE	 VÊNUS	SEXTA/FRIDAY/VIERNES
♄	CHUMBO	 SATURNO	SÁBADO/SATURDAY/SÁBADO

Até o presente momento parece que este capítulo sobre tabela periódica tem mais relação com o Chinês devido aos símbolos estranhos, ou com mandinga, devido à citação de deuses estranhos, mas tudo ao seu tempo. O que foi apresentado até aqui serve para demonstrar algumas similaridades entre a tabela periódica e o calendário, pois, inclusive, algumas pessoas dizem que a tabela periódica é o calendário do Químico. Veja algumas similaridades entre a tabela periódica e o calendário:

- A tabela periódica é composta de quatro grupos (s, p, d, f), assim como o ano é composto por quatro estações.
- A tabela periódica, assim como um calendário, é composta por dados organizados em linhas e colunas.
- Como os sete dias da semana a tabela também é composta de sete linhas.
- Um ano no calendário possui 365 dias ou 366 dependendo do ano e a tabela possui atualmente cerca de 115 elementos reconhecidos pela IUPAC. É provável que o calendário anual tenha mais dias do que o “calendário” dos químicos porque este é mais importante.

A tabela periódica atual foi concebida por um Russo, chamado **Dmitri Ivanovitch Mendeleïev** (Tobolsk, 1834 - São Petesburgo, 1907). Mendeleïev conseguiu ordenar os elementos de forma lógica demonstrando suas similaridades e diferenças. Na época, tal tabela causou espanto entre outros cientistas, pois ela apresentava os elementos químicos ordenados de forma lógica pelas suas **massas atômicas** e, mais curioso ainda, elementos que ainda não haviam sido descobertos na época tinham seu espaço reservado na tabela representado por um ponto de interrogação, como no caso dos elementos Escândio (Sc), Gálio (Ga), Germânio (Ge), Tecnécio (Tc), entre outros.

19 K	20 Ca	21 ?	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 ?	32 ?
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 ?	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn

Trecho hipotético de uma tabela da época de Mendeleïev

Ainda hoje, novos elementos são adicionados à tabela organizada por Mendeleïev!

2.1 - Princípios de construção da tabela periódica dos elementos - Lei Periódica

A Tabela Periódica é organizada seguindo um princípio bastante simples, denominado de Lei Periódica. A forma mais recente desta lei foi estabelecida por Moseley¹⁴, atualizando o que Döbereiner¹⁵ havia proposto anteriormente, em 1829.

Moseley mostrou que o número atômico é o fator determinante das propriedades químicas dos elementos e não o peso atômico como era proposto anteriormente. Ao verificar na tabela, vemos que o Argônio (peso atômico 39.948) aparece antes do Potássio (peso atômico 39.098).

A descrição formal da Lei Periódica é:

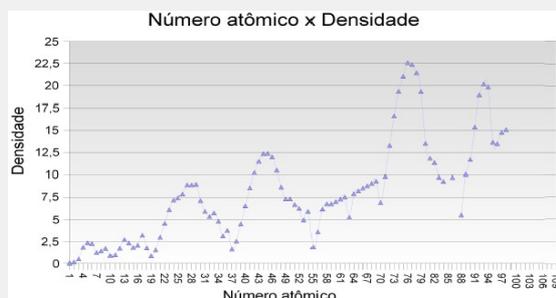
As propriedades dos elementos são funções periódicas de seus números atômicos.

¹⁴ Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887–1915). Físico Inglês.

¹⁵ Johann Döbereiner (1780-1849). Químico Alemão, propôs uma relação entre o peso atômico e as propriedades dos elementos.

A Tabela Periódica possui o nome “Periódica” porque, conforme os seus elementos são arranjados, as propriedades destes apresentam um curioso comportamento repetitivo, cujos gráficos de suas funções como, por exemplo, Número Atômico x Densidade, formam funções ondulatórias.

Em uma função de onda, o período é o intervalo de tempo que leva para realizar exatamente uma oscilação. Na Tabela Periódica, as funções de onda podem ser tanto amortecidas quanto amplificadas.



O gráfico da Densidade em função do Número Atômico gera função de onda ampliada. Mais funções serão estudadas no capítulo 2.4.

Os Períodos

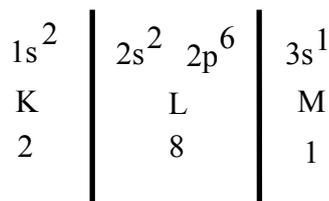
As linhas horizontais são chamadas de períodos e reúnem elementos de propriedades diferentes. Átomos de elementos de um mesmo período têm o mesmo número de níveis eletrônicos. Ao todo, são 7 períodos.

O número do período indica o número de níveis eletrônicos em seu estado fundamental.

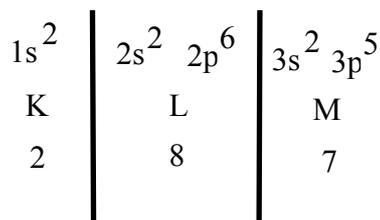
A tabela a seguir apresenta a relação entre Períodos e Número de Camadas

Período	Camadas	Começa	Termina
1	K	H	He
2	K,L	Li	Ne
3	K,L,M	Na	Ar
4	K,L,M,N	K	Kr
5	K,L,M,N,O	Rb	Xe
6	K,L,M,N,O,P	Cs	Rn
7	K,L,M,N,O,P,Q	Fr	Uuo

Exemplos: ${}_{11}\text{Na}$ (3 camadas; 3º Período)



$_{17}\text{Cl}$ (3 camadas; 3º Período)



Átomos de um mesmo período possuem o mesmo número de camadas ocupadas.

AS FAMÍLIAS OU GRUPOS

As colunas são chamadas famílias ou grupos e reúnem elementos semelhantes. Temos 18 famílias ou 18 grupos.

Alguns desses grupos recebem nomes especiais:

Grupo 1 - Metais Alcalinos → _____

Grupo 2 - Metais Alcalinos Terrosos → _____

Grupo 13 - Grupo ou Família do Boro → _____

Grupo 14 - Grupo ou Família do Carbono → _____

Grupo 15 - Grupo ou Família do Nitrogênio → _____

Grupo 16 - Calcogênios → _____

Grupo 17 - Halogênios → _____

Grupo 18 - Gases Nobres → _____

Hoje em dia, os elementos químicos distribuem-se nos seguintes grupos:

Metais: apresentam alta condutividade elétrica e térmica; em geral são densos, têm a propriedade de refletir a luz, manifestando brilho típico; apresentam altos pontos de fusão e ebulição; apresentam ductibilidade (que é a propriedade de serem facilmente em fios), maleabilidade (que é a propriedade de serem transformados em lâminas); perdem facilmente elétrons dando origem a íons positivos (cátions); poucos elétrons na última camada (menos de 4); À exceção do mercúrio, todos os metais são sólidos a temperatura ambiente de 25° e 1 atm.

Não-Metais: apresentam propriedades opostas às dos metais. São os mais abundantes na natureza e, ao contrário dos metais, não são bons condutores de calor e eletricidade, não são maleáveis e dúcteis e não possuem brilho como os metais (em geral, são opacos). Têm tendência a ganhar elétrons, transformando-se em íons negativos (ânions). Apresentam, via de regra, muitos elétrons (mais de 4) na última camada.

Gases Nobres: o termo “gás nobre” vem do fato de que a característica destes gases é de não combinarem com os demais elementos. Os gases nobres já foram denominados de “gases inertes”, porém o termo não é exato visto que já tem sido demonstrado que alguns podem participar de reações químicas.

Embora existam em quantidades consideráveis na atmosfera terrestre, não foram descobertos

devido à baixa reatividade que possuem. A primeira evidência da existência dos gases nobres foi através da descoberta da existência do hélio no sol, feita por análise espectrográfica da luz solar. Mais tarde o hélio foi isolado da atmosfera terrestre por William Ramsay. Os gases nobres apresentam forças de atrações interatômicas muito fracas, daí apresentarem baixos pontos de fusão e ebulição. Por isso são gasosos nas condições normais, mesmo aqueles que apresentam átomos mais pesados.

Todos os gases nobres apresentam os orbitais dos níveis de energia exteriores completos com elétrons, por isso não formam facilmente compostos químicos. À medida que os átomos dos gases nobres crescem na extensão da série tornam-se ligeiramente mais reativos, daí poder-se induzir o xenônio a formar compostos com o flúor. Em 1962, Neil Bartlett, trabalhando na Universidade de Columbia, Inglaterra, reagiu o xenônio com o flúor produzindo os compostos XeF_2 , XeF_4 , e XeF_6 . O radônio foi combinado com o flúor formando o fluoreto de radônio, RnF , que brilha intensamente na cor amarelada quando no estado sólido. Além disso, o criptônio pode ser combinado com o flúor formando KrF_2 , o xenônio para produzir o biatômico de curta-duração Xe_2 , e pode-se reagir gás nobre com outros haletos produzindo, por exemplo, XeCl , usado em lasers¹⁶.

OBSERVAÇÃO: o Hidrogênio tem características distintas de todos os demais elementos e, em alguns sistemas periódicos, é representado à parte, ou representado duplamente sobre a família dos alcalinos e sobre a dos halogênios, pois manifesta características dessas duas famílias.

Exercícios:

- 1- Qual a diferença entre as famílias e os períodos?
- 2- Quantas famílias e quantos períodos a tabela periódica possui?
- 3- O que são as linhas e as colunas da tabela periódica?
- 4- O que possuem os átomos de um mesmo período?
- 5- O que indica o número do período?
- 6- Qual o enunciado da Lei periódica?
- 7- Quais as diferenças entre os metais e os não-metals?
- 8- Quais as características dos gases nobres?
- 9- Verifique se as afirmações a seguir são verdadeiras (v) ou falsas (f):
 - () Os gases nobres não se combinam com os demais elementos em condições normais.
 - () Todos os metais alcalino-terrosos comportam 2 elétrons na sua última camada eletrônica.
 - () Por serem inertes e não reagirem, os gases nobres não possuem nenhuma aplicação prática.
 - () Todos os metais são sólidos, conduzem eletricidade e são maleáveis.
 - () Os não-metals tem tendência a doar elétrons, se transformando em ânions.
 - () Os Calcogênios são estáveis e praticamente não reagem, tal como os gases nobres.
 - () A razão da tabela periódica ter o nome “periódica” deriva do fato de seus elementos formarem funções lineares.
 - () A tabela proposta por Mendeleiev está errada por não representar todos os elementos, deixando espaços em branco ou representados por pontos de interrogação em seu local.
- 10- O que propôs Johann Döbereiner?

16 [http://pt.wikipedia.org/wiki/Grupo_18_\(qu%C3%ADmica\)](http://pt.wikipedia.org/wiki/Grupo_18_(qu%C3%ADmica))

2.2- Propriedades periódicas e aperiódicas

Analisando as propriedades físicas e químicas das substâncias simples e de seus elementos, verifica-se que estas podem estar relacionadas com a posição dos elementos na tabela periódica. A variação dessas propriedades em função do número atômico pode ser **aperiódica** ou **periódica**.

- PROPRIEDADES APERIÓDICAS

São aquelas cujo valor aumenta ou diminui em função do número atômico. Colocado os valores de uma propriedade aperiódica num gráfico, obtemos uma curva crescente ou decrescente. São exemplos de propriedades aperiódicas: número de nêutrons (que aumenta com o Z), número de massa (que aumenta com o Z), massa atômica (que aumenta com o Z) e calor específico.

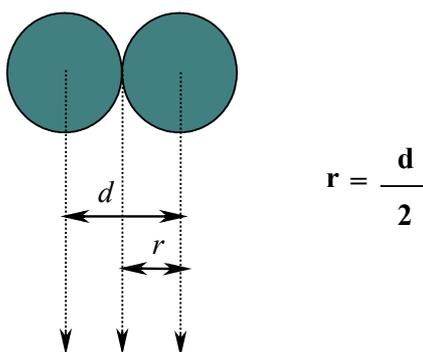
- PROPRIEDADES PERIÓDICAS

Quando você observa uma propriedade periódica pode verificar que a intervalos mais ou menos regulares os valores da propriedade citada são semelhantes, à medida que o Z aumenta. Colocando os valores de uma propriedade periódica num gráfico, obtemos uma curva com máximos e mínimos. Verifica-se que elementos de um mesmo grupo ficam em posições correspondentes na curva. São exemplos de propriedades periódicas: raio atômico, densidade, ponto de fusão e ebulição, energia (potencial) de ionização, afinidade eletrônica, eletropositividade, eletronegatividade e volume atômico.

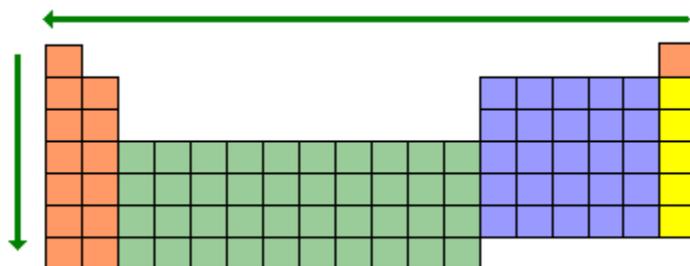
2.3- Variação das propriedades dos elementos em função da sua posição na tabela periódica

• RAIOS ATÔMICOS

O raio atômico pode ser considerado como uma medida do *tamanho do átomo*. Entretanto, tamanho do átomo é um conceito bastante vago. É difícil medir o raio de um átomo, pois a “nuvem de elétrons” que o circunda não tem limites bem definidos. Costuma-se então medir, com o auxílio de raios-X, a distância d entre dois núcleos vizinhos e dizer que o raio atômico r é a metade dessa distância.



Em outras palavras, o raio atômico representa a distância do núcleo à camada de valência do átomo e a sua variação periódica é a seguinte: **nas famílias, aumenta de cima para baixo; nos períodos, aumenta da direita para a esquerda.**



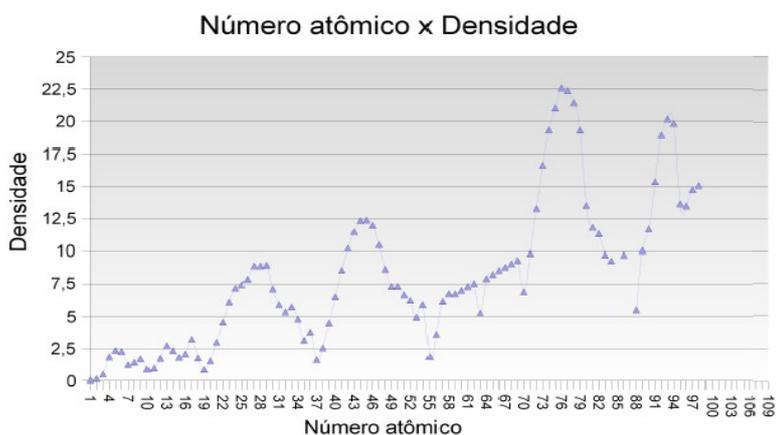
Ânion: tem raio maior que seu átomo correspondente.

Cátion: tem raio menor que seu átomo correspondente.

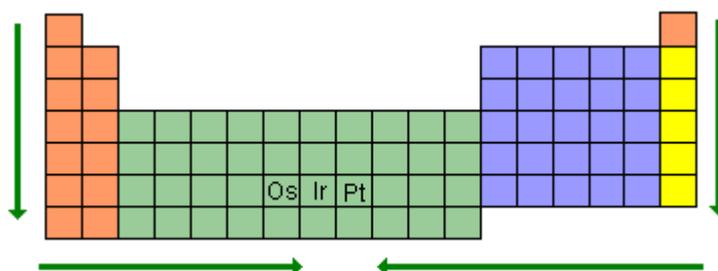
- **DENSIDADE**

A densidade indica a massa contida em uma unidade de volume, ou seja, densidade absoluta (d) ou massa específica de um elemento é o quociente entre sua massa (m) e seu volume (v). No caso de sólidos e líquidos, costuma-se representá-la em g/cm^3 ou g/mL .

$$d = \frac{m}{v}$$



A variação periódica da densidade é a seguinte: **nos períodos, a densidade aumenta das extremidades para o centro; nas famílias, cresce com o número atômico.** *OBS: O elemento mais denso da tabela periódica é o Ósmio, seguido do Iridio e da Platina.*

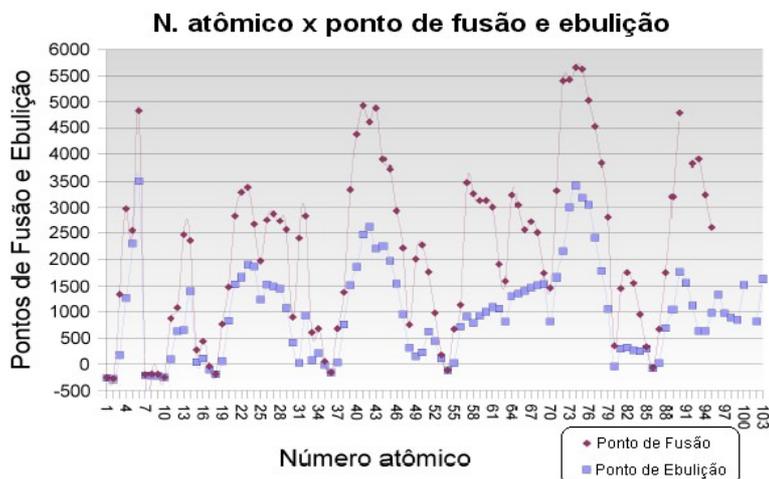


Metais leves: $d < 5$ (metais alcalinos e alcalinos terrosos)

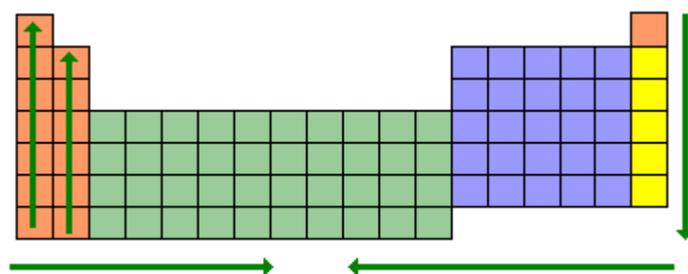
Metais pesados: $d > 5$ (Os, Ir, Pt, Pb,.....)

- **PONTO DE FUSÃO E PONTO DE EBULIÇÃO**

As temperaturas nas quais os elementos entram em fusão (temperatura em que uma substância passa do estado sólido para o estado líquido) ou em ebulição (temperatura em que uma substância passa do estado líquido para o estado gasoso) são, também, funções periódicas de seus números atômicos.



A variação periódica do ponto de fusão e ebulição é a seguinte: **nos períodos, os PF e PE são máximos no centro, diminuindo em direção às extremidades; nas famílias, crescem com o número atômico. OBS:** *Constituem exceção a família dos metais alcalinos e alcalinos terrosos, que tem seus pontos de fusão e ebulição aumentados com a diminuição do número atômico.*

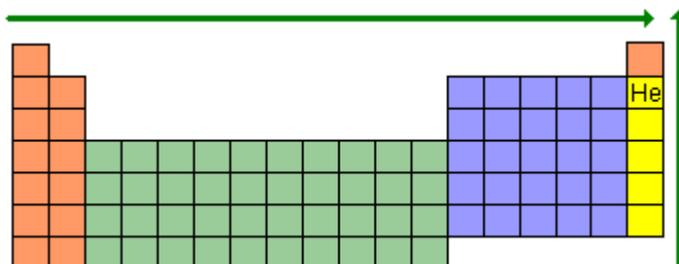


- **ENERGIA OU POTENCIAL DE IONIZAÇÃO**

Chama-se potencial ou energia de ionização a energia necessária para “arrancar” um elétron de um átomo isolado no estado gasoso. Essa energia é, em geral, expressa em elétron-volt (eV), que é a energia ou trabalho necessário para deslocar um elétron contra uma diferença de potencial de 1 volt.

A variação periódica do potencial ou energia de ionização é a seguinte: **nas famílias, o potencial de ionização aumenta de baixo para cima; nos períodos, da esquerda para a direita.**

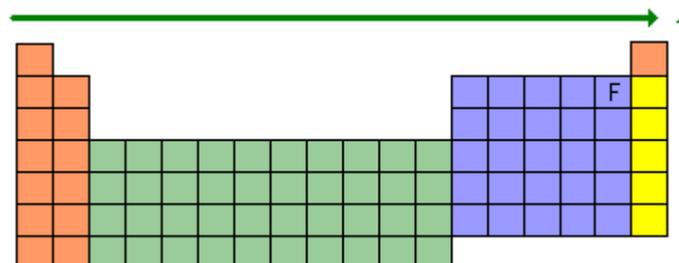
OBS: A energia de ionização aumenta a cada elétron removido de um átomo.



- **ELETRONEGATIVIDADE (caráter não-metálico)**

É a capacidade que um átomo apresenta em atrair elétrons.

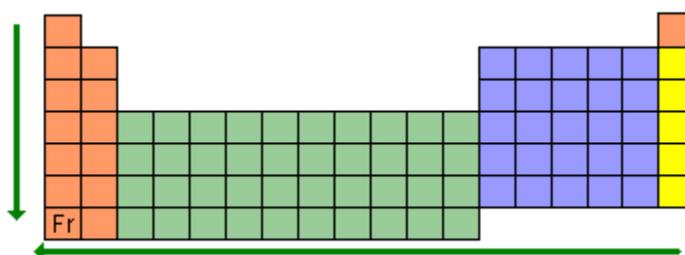
A variação periódica da eletronegatividade é a seguinte: **nas famílias, a eletronegatividade aumenta de baixo para cima; nos períodos, da esquerda para a direita.** **OBS:** Os gases nobres não entram na regra de eletronegatividade.



- **ELETROPOSITIVIDADE (caráter metálico)**

É a capacidade que um átomo apresenta de perder elétrons.

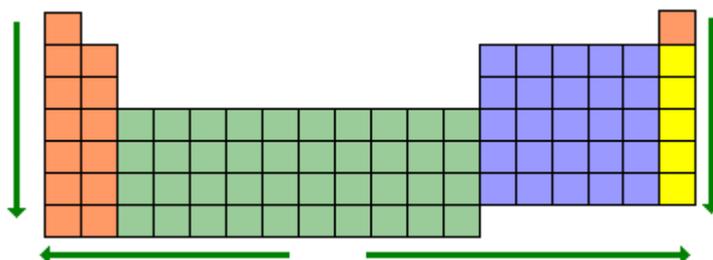
A variação periódica da eletropositividade é a seguinte: **nas famílias, a eletropositividade aumenta de cima para baixo; nos períodos, da direita para a esquerda.** **OBS:** Eletropositividade ou caráter metálico é a propriedade oposta à eletronegatividade. Os gases nobres também não entram na regra de eletropositividade.



- **VOLUME ATÔMICO**

É o volume ocupado por 1 mol do elemento ($6,02 \cdot 10^{23}$ átomos) em determinadas condições de pressão e temperatura.

A variação periódica do volume atômico é a seguinte: **nos períodos, o volume atômico aumenta do centro para as extremidades; nas famílias, cresce de acordo com o número atômico.**

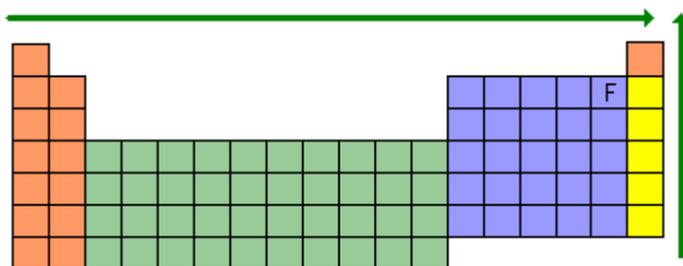


- **AFINIDADE ELETRÔNICA ou ELETROAFINIDADE**

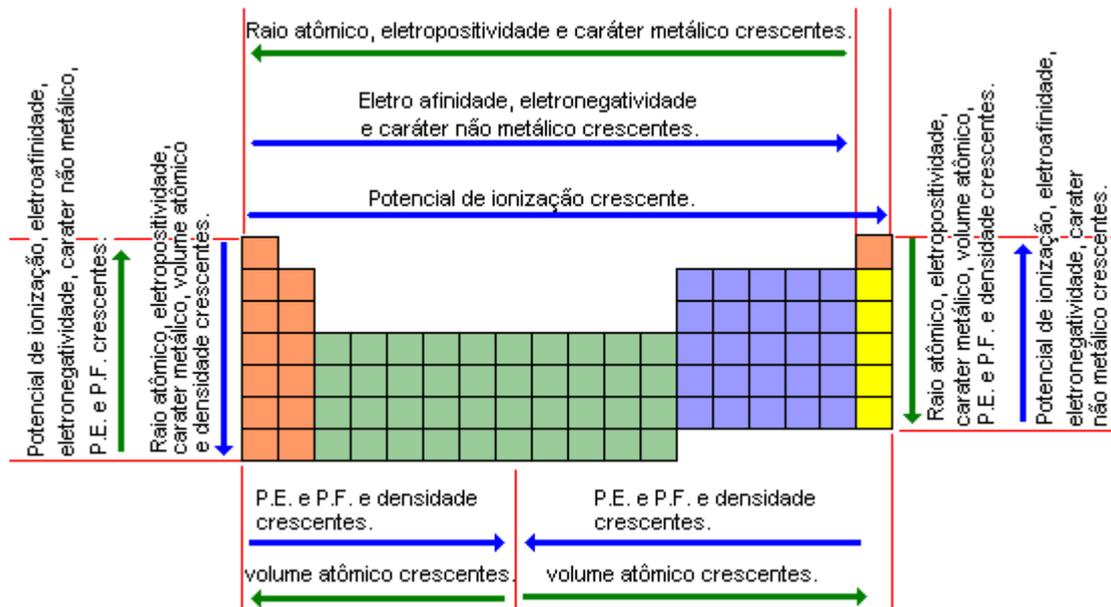
Se para afastar um elétron de um átomo é necessário fornecer-lhe energia, para adicionar um elétron a um átomo neutro é necessário retirar-lhe energia. Quando se adiciona um elétron a um átomo neutro, isolado (individualizado), no estado gasoso e no mais baixo estado energético (estado fundamental), ocorre liberação de uma certa quantidade de energia. A essa energia dá-se o nome de Afinidade Eletrônica.

Em outras palavras, chama-se eletroafinidade ou afinidade eletrônica a energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo neutro no estado gasoso. Essa energia é também expressa, em geral, em elétron-volt (eV) e mede a intensidade com que o átomo “segura” esse elétron adicional.

A variação periódica da afinidade eletrônica se explica pela *distância entre o elétron e o núcleo: quanto menor o raio, mais energia deverá perder*. Portanto, a afinidade eletrônica tem uma variação paralela, mas inversa ao raio: *menor raio, maior afinidade eletrônica e vice-versa*. Desta forma, podemos dizer que a variação periódica da afinidade eletrônica é a seguinte: **nas famílias, a eletroafinidade aumenta, em valor absoluto, de baixo para cima; nos períodos, da esquerda para a direita. OBS: Variação idêntica à eletronegatividade.**



2.4- Resumo da variação das propriedades dos elementos em função da sua posição na tabela periódica



Exercícios:

- 1- Ordenar em ordem crescente de eletronegatividade os seguintes elementos; H, Na, F, Au, Fe.
- 2- De acordo com a tabela periódica, qual dos seguintes elementos apresenta maior ponto de ebulição;

Capítulo 3 – Separação e identificação das Substâncias Químicas



Tão importante quanto separar e identificar as substâncias Químicas é fazer isto sem fazer sujeira. Não gere desperdícios

3.1 - Separação de misturas

Sistemas materiais

No dia-a-dia, é comum nos referirmos a certas “porções de matéria” – um copo d’água, uma pitada de sal, um pedaço de ferro, etc. No campo da ciência, porém, se qualquer uma dessas porções for tomada como objeto de estudo ela será chamada, genericamente, de **sistema material**. Tudo o que não fizer parte desses sistema, iremos considerar como parte do ambiente.

3.1.1 – Técnicas de separação de misturas

A maioria dos produtos que o homem precisa consumir raramente se apresentam na natureza prontos para o consumo. Por esta razão, o homem desenvolveu uma série de processos que separam o produto desejado de seus subprodutos ou resíduos. Os exemplos a seguir explicam algumas destas técnicas.

Decantação: utilizado para separar misturas cujos componentes se separam espontaneamente pela ação da gravidade. Nos laboratórios, utiliza-se o funil de decantação ou funil de bromo, na separação de misturas formadas por dois líquidos imiscíveis.

Centrifugação: método que acelera a decantação através de um forte movimento giratório, forçando a parte sólida a se depositar no fundo do recipiente.

Filtração: método utilizado para separar sólidos de líquido. Nos laboratórios, realiza-se com frequência a filtração através de papel de filtro convenientemente dobrado e adaptado num funil.

Levigaço: método utilizado quando há grande diferença de densidade entre os componentes de uma mistura. Consiste na passagem de água sobre a mistura. A água arrasta a fase de densidade menor. A levigaço é empregada na separação de ouro das areias auríferas, por exemplo. O ouro tem densidade 19,5 g/cm³, enquanto a da areia é de 2,5 g/cm³. O jato de água arrasta a areia, que é mais leve, deixando o ouro.

Ventilação: processo semelhante à levigaço e baseado no mesmo princípio: a grande diferença de densidade entre os componentes da mistura. Só que, em lugar de líquido (água), usa-se um corrente de ar. É a clássica manobra do lavrador num cafezal: ele joga os grãos de café para cima, com o auxílio de uma peneira, para que o vento leve as folhas e outros materiais mais leves. As máquinas de beneficiar arroz e outros cereais usam o princípio da ventilação para separar a palha ou a casca dos grãos.

Separação magnética: é aplicável em misturas de sólido quando um dos componentes é atraído por um ímã. Passando-se um ímã sobre uma mistura de limalha de ferro e enxofre, o ferro é atraído por ele.

Flotação: é um processo utilizado na separação de dois sólidos de densidades diferentes com o emprego de um líquido de densidade intermediária, e que não dissolva nenhum dos sólidos. A flotação é muito utilizada para separar um minério de suas impurezas ou ganga, particularmente usada quando o minério for pirita (sulfeto de ferro II, FeS), galena (sulfeto de chumbo II, PbS), blenda (sulfeto de zinco, ZnS), cinábrio (sulfeto de mercúrio, HgS) ou calcopirita (sulfeto de cobre II,

sulfeto de ferro II, CuS, FeS). A mistura é triturada e banhada em óleo mineral. Assim, os grãos do minério ficam recobertos de óleo, tornando-se mais leves que a água. Joga-se a mistura em água e os grãos de minério assim tratados flutuam, enquanto a ganga afunda.

Peneiração ou Tamisação: este método só pode ser aplicado a misturas cujos componentes possuam diferentes tamanhos de granulação. É o que faz o pedreiro ao peneirar areia para obter areias de diversas granulações, isto é, a areia fina, grossa, etc.

Destilação (simples): método utilizado para separar os componentes de uma solução sólido - líquido. Os processos físicos utilizados na destilação são a vaporização e a condensação. A solução é aquecida até a ebulição ocorrendo apenas a vaporização do líquido. O vapor do líquido dirige-se para o condensador, resfriando a água, onde se condensa, sendo, em seguida, recolhido. No final da destilação, o líquido encontra-se no frasco coletor e o sólido no balão de destilação.

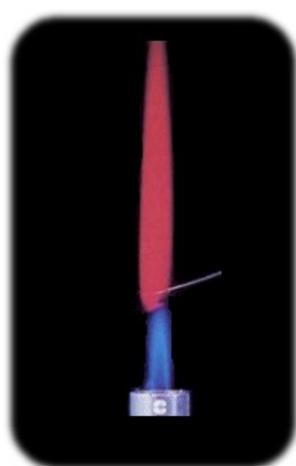
Dissolução fracionada: este processo é baseado nas diferentes solubilidades dos componentes. É um método que visa separar solúveis de insolúveis; basta colocar a mistura em um solvente adequado. Formar-se-á uma solução da fase solúvel, a qual poderá ser separada da fase insolúvel por filtração. Por exemplo: separar uma mistura de areia e sal. Joga-se a mistura em água. O sal se dissolverá; a areia não.

3.2 - Identificação de substâncias Químicas

A identificação de substâncias Químicas é um processo denominado *Química Analítica Qualitativa*. A Química Analítica Qualitativa é um ramo da química que determina as substâncias presentes em uma amostra, porém não é o ramo que determina a quantidade presente de cada substância na amostra.

3.2.1 – Identificação por teste de chama

Um dos testes mais simples que podem ser feitos em escala laboratorial para indentificar uma substância química é o teste da chama.



Lítio



Potássio



Sódio

Substâncias químicas diferentes deixam a chama de um bico de Bunsen com coloração diferente ao queimar.

3.2.2 – Identificação de elementos por via úmida

Outros testes comumente feitos são os de análise via úmida, que se subdividem em qualitativos e quantitativos.

Os testes qualitativos servem para identificar as substâncias presentes em uma amostra e os testes quantitativos para informar a quantidade de uma substância identificada presente em uma amostra.

Na análise via úmida os cátions de elementos que são encontrados com mais simplicidade em uma amostra são os cátions do Grupo I de Cátions (Ag^+ , Pb^+ e Hg_2^{2+}).

Os íons deste grupo são precipitados na forma de cloretos insolúveis pela adição de um leve excesso de ácido clorídrico. Na presença de ácido clorídrico diluído, os íons Ag^+ , Pb^+ e Hg_2^{2+} irão formar um precipitado branco de cloreto de prata, cloreto de chumbo e cloreto de mercúrio (I). Para assegurar uma separação adequada dos cátions do grupo I, quando se realiza a análise de uma amostra desconhecida, deve-se evitar a precipitação dos cátions dos grupos II, III, IV e V.

Adicionando-se ácido clorídrico 3 mol/L obtém-se um precipitado de cloretos insolúveis que é utilizado para separar os íons deste grupo dos íons dos demais grupos.

Análise do grupo I dos cátions

Processo 1: precipitação do grupo: adicionar a nove gotas da solução problema, em um tubo de ensaio, duas gotas de ácido clorídrico 3N (1). Centrifugar até que a solução se torne límpida. Verificar se a precipitação se completou, mediante a adição de uma gota de ácido clorídrico 3N. Centrifugar adicionando o reagente até que o mesmo não mais provoque turbidez na solução límpida. Centrifugar o conteúdo do tubo. O centrifugado, também chamado de solução, por conter os cátions dos grupos II, III, IV e V, é reservado para análise dos mesmos. O precipitado, composto dos cloretos do grupo I, após ser separado do centrifugado, é lavado com uma mistura de quatro gotas de água, com duas gotas de ácido clorídrico 3N (2). Centrifugar e desprezar o líquido de lavagem. A análise segue o processo 2.

Processo 2 : análise do grupo: tratar o precipitado branco, obtido no processo anterior, com quatro a seis gotas de água, o misturar, aquecer em banho-maria durante 3 minutos. Centrifugar logo em seguida, transferindo o centrifugado para outro tubo. Repetir o processo de extração com água quente. Centrifugar e reunir os dois centrifugados.

2 a. Centrifugado: pode conter Pb^+ . juntar algumas gotas de cromato de potássio. O aparecimento de um precipitado amarelo confirma a presença de chumbo.

2 b. Resíduo: pode conter cloreto de prata (AgCl) e Hg_2Cl_2 . Adicionar cinco gotas de NH_4OH 3N (3). Agitar a solução com o bastão de vidro e centrifugar. O aparecimento de um precipitado de cor preta indica a presença de mercúrio.



Precipitado de Cloreto de Prata

Centrifugado: pode conter prata sob a forma de complexo. Acidificar com ácido nítrico 3N (3). O aparecimento de um precipitado branco assinala a presença de prata.

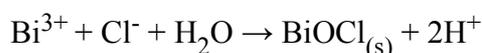
Resido: pode conter HgNH_2Cl (4). lavar com as gotas de água. Centrifugar desprezando o líquido de lavagem. Dissolver, sob aquecimento, em água régia (1 gota de ácido nítrico concentrado mais 3 gotas de ácido clorídrico concentrado). diluir com cinco gotas de água destilada. Homogeneizar e dividir em duas porções (5).

A- A primeira porção adicionar duas gotas de difenilcarbazida. Deixar escorrer hidróxido de potássio 2N em leve excesso pelas paredes do tubo em posição inclinada. O aparecimento de cor violeta identifica o mercúrio (6).

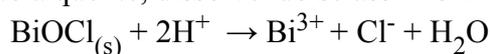
B- A segunda porção adicionar seis gotas de cloreto estanoso. A formação de um precipitado cinza em presença de excesso de reagente identifica o mercúrio.

Notas explicativas sobre o Grupo I de cátions

(1) A solução original pode apresentar um precipitado branco, antes mesmo da adição do ácido clorídrico. Nesse caso, o precipitado pode ser constituído de cloretos dos cátions do primeiro grupo ou oxicloretos de Sb e Bi. O aparecimento desse precipitado é devido à presença de íons cloreto na solução, pois alguns cátions do segundo grupo (As^{3+} , Sb^{3+} , Sn^{2+}) provém da solubilização de seus cloretos. O precipitado contendo cátions do segundo grupo pode ser formado pela hidrólise de Bi^{3+} e Sb^{3+} .



Para distinguir se o precipitado o pertence ao primeiro grupo ou segundo grupo, basta tratá-lo com ácido clorídrico concentrado a quente, dissolvendo se assim o BiOCl e SbOCl .



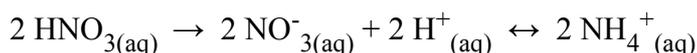
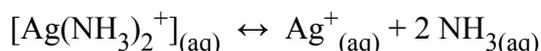
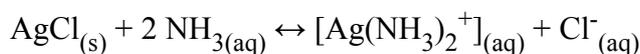
É possível também diferenciar os dois tipos de precipitado pelo aspecto físico, pois o precipitado do primeiro grupo é grumoso, grosseiro, de sedimentação rápida, enquanto que o do segundo grupo é finamente dividido, de aparência leitosa, que se de menta lentamente.

Quando o ácido clorídrico é adicionado à solução problema o grupo 1, é desejável um leve excesso do reagente, não apenas para promover a precipitação completa, mas também para evitar a formação de oxicloretos de Sb e Bi. Uma grande concentração de ácido clorídrico ou Cl^- deve, no entanto, ser evitada, pois pode aumentar a solubilidade dos cloretos pela formação de complexos solúveis.



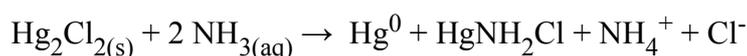
(2) O ácido clorídrico é adicionado água de lavagem para diminuir, através do efeito do íon comum, a solubilidade do cloreto de chumbo.

(3) A acidez da solução deve ser testada com papel de tornassol. A precipitação do cloreto de prata em meio ácido ocorre com qualquer concentração de íons prata, porém, em meio básico amoniacal a precipitação de cloreto de prata dar-se-á somente para concentrações elevadas de cátion prata. O fenômeno pode ser compreendido considerando-se as reações envolvidas:



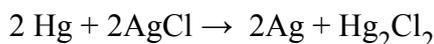
Logo que o produto iônico $[\text{Ag}^+].[\text{Cl}^-]$ ultrapassar o valor da constante do produto de solubilidade do cloreto de prata, aparecerá um precipitado branco de cloreto de prata.

(4) O resíduo sólido produzido no tratamento de cloreto de mercúrio I com hidróxido de amônio em excesso deve ser preto e caracteriza a presença de mercúrio I, através da seguinte reação:



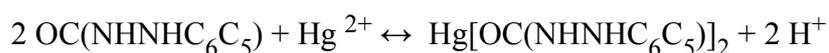
Na hipótese de aparecimento de resíduo branco, o fenômeno pode ser atribuído a formação de oxiclreto ou hidróxido de chumbo, que pode ocorrer se a solubilização do cloreto de chumbo em água quente for incompleta. De qualquer forma, se Ag^+ ou Pb^{2+} não forem encontrados nos testes específicos, é conveniente testar a sua presença nesse resíduo sólido branco.

(5) O aparecimento de um precipitado nessa altura da análise, insolúveis em HNO_3 , pode ser de cloreto de prata, devendo ser testado para a prata, na forma usual. Como o potencial padrão de redução do Hg_2^{2+} é menor do que a de Ag^+ , quando houver quantidade suficiente de Hg^0 no resíduo esse pode reduzir o cátion prata a prata metálica, comprometendo a identificação desse íon.



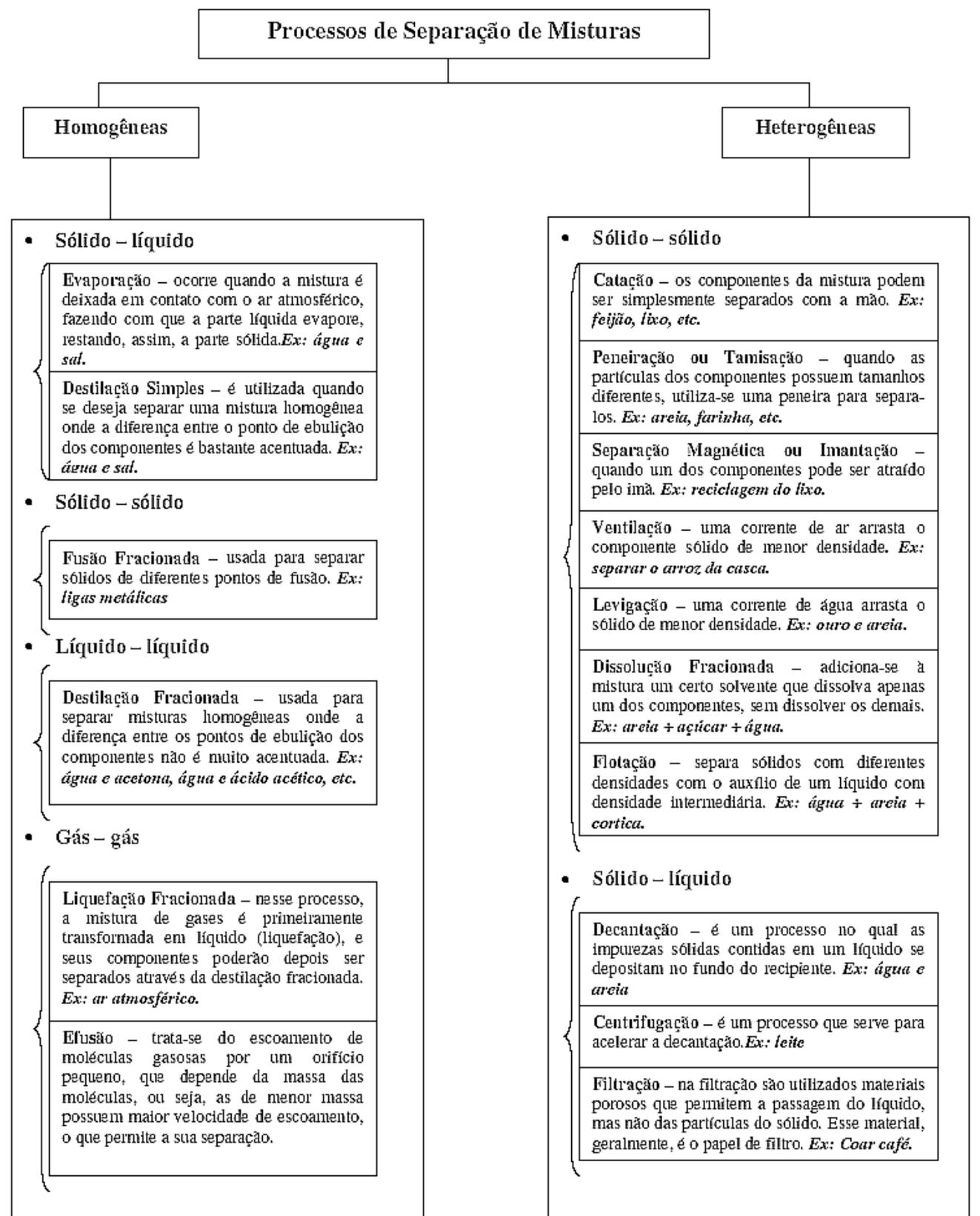
Nesse caso, o resíduo deverá ser tratado com água régia a quente, seguido de diluição com água, centrifugação e dissolução do resíduo com hidróxido de amônio. A reacidificação com ácido nítrico permitirá a identificação do cátions prata, conforme o processo normal.

(6) A reação entre o íon Hg^{2+} e a difenilcarbazida é a seguinte:



Esse teste é muito sensível para o Hg^{2+} .

3.3 – Resumo de separação de misturas



Processos de Separação de Misturas - *continuação*

Heterogêneas

- Líquido – líquido

Decantação – separa líquidos imiscíveis de diferentes densidades. *Ex: água e óleo.*

Sifonação – separa líquidos de diferentes densidades com o auxílio de uma mangueira (sifão).

- Sólido – gás

Filtração – trata-se da separação do ar, que é uma mistura gasosa, da poeira, que é constituída de partículas sólidas. *Ex: aspirador de pó, nariz, etc.*

Câmara de Poeira - trata-se da separação do ar, que é uma mistura gasosa, da poeira, que é constituída de partículas sólidas, com o auxílio de uma câmara de poeira, que é constituída por uma série de compartimentos interligados, mas separados por obstáculos verticais. À medida que se faz o ar percorrê-los, as partículas sólidas de poeira vão colidindo com esses obstáculos, perdendo velocidade e depositando-se no fundo.

Decantação – utilizada para separar partículas sólidas (mais densas) do ar atmosférico, depositando-se sobre alguma superfície. *Ex: poeira presente em cima de algum móvel.*

Capítulo 4 - Ligações Químicas



Ligações químicas requerem energia para se estabelecerem e liberam energia ao se desfazerem

4.0- Estabilidade dos Gases Nobres

Uma molécula somente será formada se esta for mais estável e tiver menor energia do que os átomos individuais. Para melhor compreender o que ocorre em termos de estrutura eletrônica, consideremos inicialmente os elementos do grupo 18. Eles compreendem os gases nobres conhecidos por sua inércia química. Os átomos dos gases nobres geralmente não reagem com nenhum outro átomo. A baixa reatividade decorre de suas energias já serem baixas e não poderem ser diminuídas mais ainda através da formação de compostos. Essa estrutura é denominada de estrutura de gás nobre, e se constitui num arranjo de elétrons particularmente estável.

Portanto, dos 114 elementos químicos conhecidos, apenas 6 (os Gases Nobres) são encontrados na natureza na forma de átomos isolados. Os demais elementos encontram-se sempre ligados uns aos outros, de diferentes maneiras, nas mais diversas combinações. Comparando-se as propriedades dos Gases Nobres com a dos outros elementos, observamos que os Gases Nobres apresentam praticamente:

- Os mais elevados potenciais de ionização
- Nenhuma afinidade eletrônica
- Nenhuma eletronegatividade
- Nenhuma eletropositividade
-

Desta forma, podemos afirmar que os GASES NOBRES são elementos **muito estáveis**.

A Regra do Octeto

Ao nosso redor estão presentes diversas substâncias, cada qual com uma composição química característica. Será possível fazer previsões sobre a fórmula de uma substância quando átomos dos diferentes elementos se unem? Em muitos casos essas previsões são possíveis. Vamos entender o modo pelo qual os átomos se unem e como isso influencia as propriedades dos materiais.

Desde o século passado os cientistas sabem que os átomos da maioria dos elementos químicos não apresentam existência isolada. Assim, por exemplo, átomos de oxigênio podem ser encontrados combinados com outros iguais a ele (O_2 , O_3) ou com átomos de outros elementos formando diferentes substâncias (CO , CO_2 , H_2O , SO_2 , SO_3 , etc.). Contudo, átomos de oxigênio (O) não possuem existência isolada. Na natureza, todos os sistemas tendem a adquirir a maior estabilidade possível. Os átomos ligam-se uns aos outros para aumentar a sua estabilidade. Estudos revelaram que os **gases nobres** (He , Ne , Ar , Xe , Kr e Rn), nas condições ambientes, apresentam átomos estáveis isolados, isto é, não unidos a outros átomos, sendo, portanto, os únicos estáveis.

Dessa forma, um conjunto formado por átomos isolados de qualquer gás nobre é estável, mas um conjunto formado por átomos isolados dos outros elementos é instável e sua estabilização é alcançada através da formação de ligações químicas, cuja natureza depende das configurações eletrônicas de seus átomos participantes.

Quando dois átomos se combinam (reagem) entre si, dizemos que entre eles se estabeleceu uma ligação química. Como a parte mais externa dos átomos é a sua eletrosfera, e para ocorrer uma ligação química é necessário que os átomos se aproximem, é fácil perceber que os elétrons mais externos do átomo são os responsáveis pela ocorrência das ligações químicas. As ligações químicas são decorrentes de dois fatores importantes:

- a força de atração eletrostática que existe entre as cargas elétricas com sinais opostos;
- a tendência que os elétrons apresentam de formarem pares

Assim, para que ocorra uma ligação química, os átomos podem perder ou ganhar elétrons ou, então, compartilhar seus elétrons. A ocorrência de uma dessas possibilidades depende das características dos átomos envolvidos. Verificou-se que, em grande parte dos casos de ligação, os átomos unidos apresentam distribuição eletrônica externa semelhante à dos gases nobres, isto é, dois elétrons no subnível **s** e seis elétrons no subnível **p** ou, ainda, somente dois elétrons no subnível **1s**.

Os átomos dos gases nobres são os únicos que possuem a camada da valência (mais externa) completa, isto é, com oito elétrons (ou dois, no caso da camada K), ocasionando que a saturação da camada da valência com oito elétrons (ou dois, no caso da camada K) aumente a estabilidade do átomo.

A configuração eletrônica com a camada da valência completa é chamada configuração estável e os átomos dos gases nobres são os únicos que já têm a camada da valência completa.

	Camada de valência	Estabilidade	Encontrados
Gases Nobres	completa (8 elétrons) Exceção: ${}_2\text{He}$, K=2	grande	Isolados
Demais átomos	Incompleta (1 a 7 elétrons)	pequena	Combinados

Distribuição eletrônica dos gases nobres

Gás Nobre	K	L	M	N	O	P
Hélio	2	-----				$1s^2$
Neônio	2	8	-----			$1s^2 2s^2 2p^6$
Argônio	2	8	8	-----		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Criptônio	2	8	18	8	-----	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
Xenônio	2	8	18	18	8	
Radônio	2	8	18	32	18	8

Camada de Valência ←
(2 ou 8 elétrons)

Então, Gilbert Newton Lewis propôs uma teoria para explicar a ligação entre os átomos, que ficou conhecida como modelo de octeto de elétrons (ou, simplesmente, regra do octeto). De acordo com esse modelo:

Os átomos dos diferentes elementos ligam-se uns aos outros, doando, recebendo ou compartilhando elétrons na tentativa de adquirir uma configuração eletrônica igual a de um gás nobre (estável): 8 elétrons na camada de valência ou, então, 2 elétrons se a camada de valência for a primeira camada.

OBS: Valência: Entende-se por valência a capacidade de combinação dos átomos. Ela corresponde ao número de elétrons que um átomo pode ganhar ou perder.

	Família	Elétrons ganhos ou perdidos	Valência	Eletronegatividade
Metais	Alcalinos	Perde 1	1	+1
	Alcalinos Terrosos	Perde 2	2	+2
	Família do Boro	Perde 3	3	+3
Não-Metais	Família do Carbono	Perde ou ganha 4	4	± 4
	Família do Nitrogênio	Ganha 3	3	-3
	Calcogênios	Ganha 2	2	-2
	Halogênios	Ganha 1	1	-1

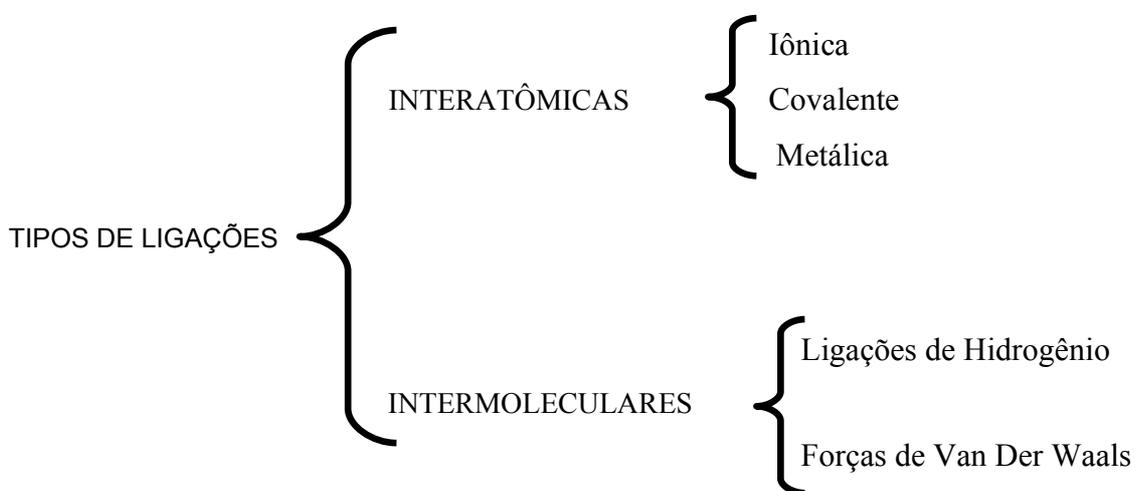
Lembramos que:

Metais - a maioria tem menos de 4 elétrons na camada de valência. Numa ligação química, têm tendência a doar elétrons da última camada.

Não-metais - a maioria tem mais de 4 elétrons na camada de valência. Numa ligação química, têm tendência a receber elétrons

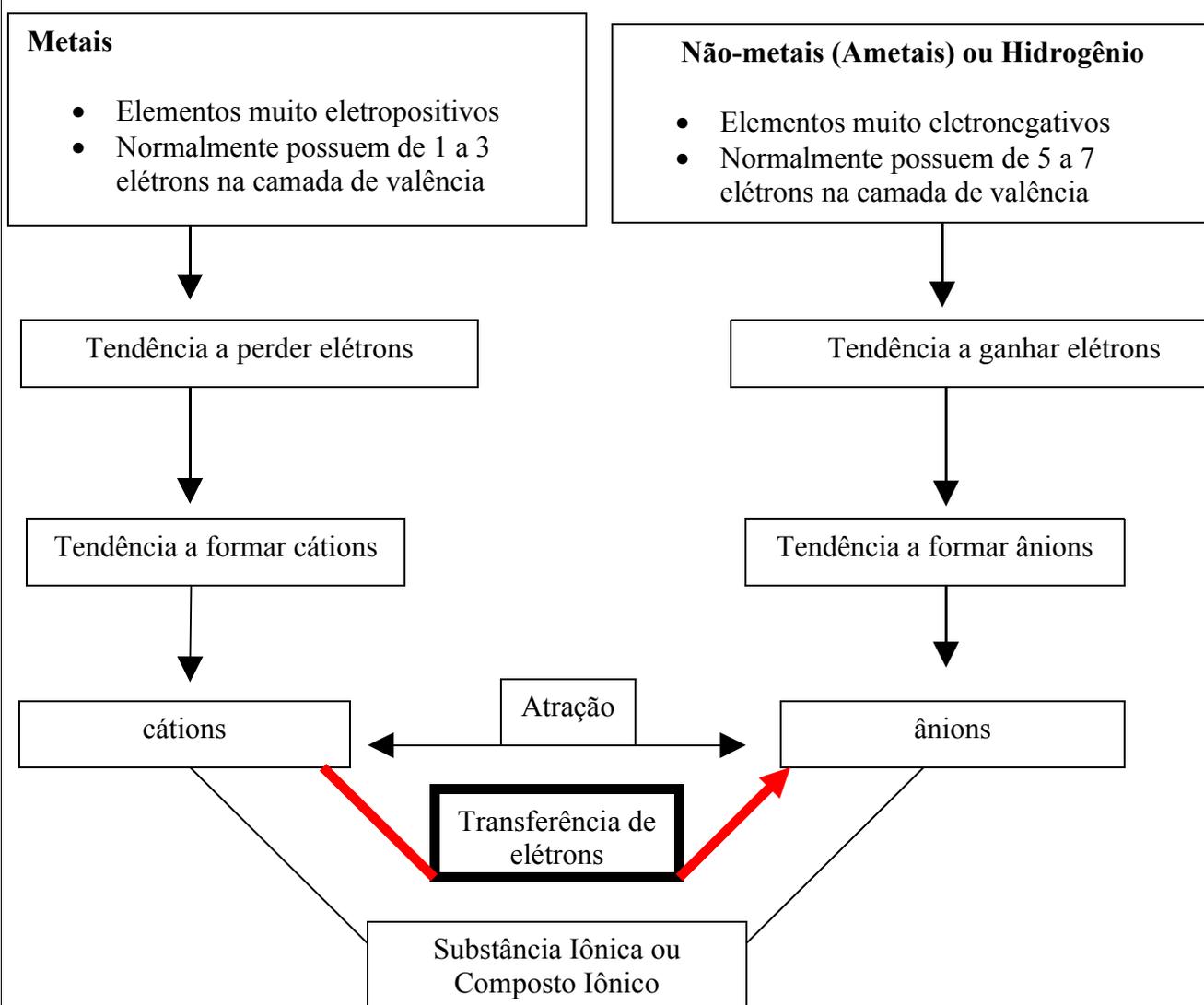
A seguir, estudaremos, separadamente, os três diferentes tipos de ligações químicas, a saber: **Ligação Iônica, Covalente e metálica.**

OBS: *As ligações iônica, covalente e metálica são consideradas ligações INTERATÔMICAS, pois ocorrem entre os átomos das substâncias.*



4.1 - Ligação iônica ou eletrovalente

Átomos que formam íons com facilidade tendem a constituir entre si um tipo de ligação conhecida como *ligação iônica* ou *eletrovalente*. É o que ocorre entre átomos que apresentam facilidade em perder elétrons (ou seja, que têm baixo potencial de ionização) e átomos com facilidade em receber elétrons (os de alta afinidade eletrônica). É devido a essa complementaridade que os átomos com 1, 2 ou 3 elétrons na última camada (geralmente metais) tendem a perdê-los para átomos que possuem 5, 6 ou 7 elétrons na última camada (geralmente não-metais). Nessa transferência de elétrons, os átomos obedecem à regra do octeto, ou seja, ficam ambos com 8 elétrons na última camada, formando uma ligação iônica.



Da combinação de um metal com um não-metal, ou da combinação de um metal com o hidrogênio resulta uma substância iônica.

Consideremos átomos neutros dos elementos sódio e cloro:

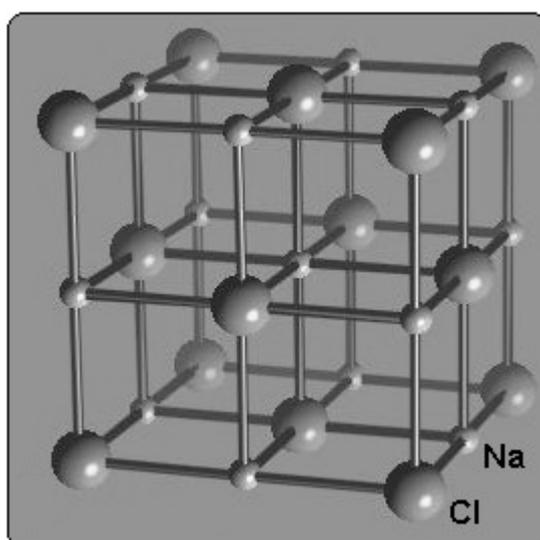
${}_{11}\text{Na}$:

${}_{17}\text{Cl}$:

Nenhum deles é estável de acordo com a regra do octeto. Contudo, se houver uma transferência de um elétron do sódio para o cloro, ambos atingirão estabilidade.

Esse processo pode ser esquematizado, simplificada, representando-se, por exemplo, os elétrons da última camada, chamada camada de valência, ao redor do símbolo do elemento:

Os íons Na^+ e Cl^- possuem cargas elétricas opostas e, portanto, se atraem mutuamente. Essa atração mantém os íons unidos, formando uma substância muito conhecida, o sal de cozinha, representado pela fórmula NaCl . Tal união é chamada de ligação iônica ou eletrovalente. Se conseguíssemos ampliar um daqueles cristais de sal presentes num saleiro, veríamos um “amontoado” de cátions Na^+ e ânions Cl^- , conhecido como **retículo cristalino iônico**.

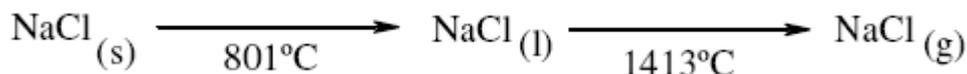


Retículo Cristalino

Os elementos das famílias 1, 2 e 3, que são **metais**, apresentam um, dois e três elétrons, respectivamente na camada de valência. Para ficarem estáveis, de acordo com a regra do octeto, deverão **perder** esses elétrons. Já os elementos das famílias 15, 16 e 17, predominantemente **ametais**, deverão **receber o número de elétrons que faltam para completar o octeto**.

Todo composto iônico apresenta íons fortemente unidos devido a atração entre cargas elétricas de sinais opostos: os cátions e ânions presentes no retículo cristalino. Dessa forma, os compostos iônicos apresentam as seguintes características:

- São sólidos na temperatura ambiente (formam retículo cristalino)
- Possuem altos pontos de fusão e ebulição



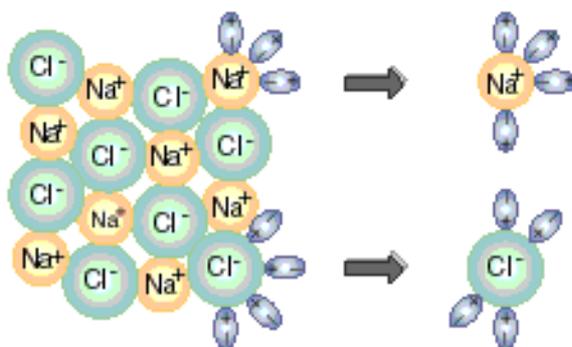
- São condutores de eletricidade quando fundidos ou em solução aquosa (entretanto, os sólidos iônicos são maus condutores de eletricidade)
- Solúveis em água
- Quando submetidos a impacto quebram facilmente, produzindo faces planas. São, portanto, duros e quebradiços

Observações:

- Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos que formam a substância iônica, mais acentuado o caráter iônico.

Ex: Qual das substâncias (FeCl_2 e CsF) possui caráter iônico maior? R: _____

- Quando um sólido iônico se dissolve na água, o retículo cristalino se desmancha e os íons ficam livres. Esse fenômeno faz com que soluções aquosas de substâncias iônicas sejam boas condutoras de eletricidade. Por isso, soluções desse tipo são chamadas de **soluções iônicas ou eletrolíticas**. As substâncias que dissolvidas em água, originam soluções iônicas são chamadas de **eletrólitos**.

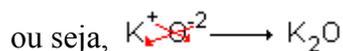
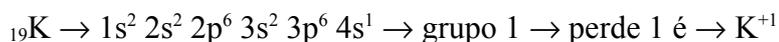


Fonte: <http://www.ilumina.com.br/novidades/mar05/001.htm>

Determinação das fórmulas dos compostos iônicos

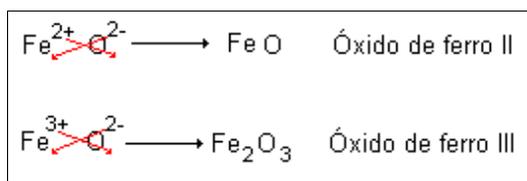
A fórmula correta de um composto iônico é aquela que estabelece a proporção mínima de combinação entre os átomos, de modo a formar um sistema eletricamente neutro.

Exemplo: Qual a fórmula do composto resultante da união dos elementos ${}_{19}\text{K}$ e ${}_{8}\text{O}$

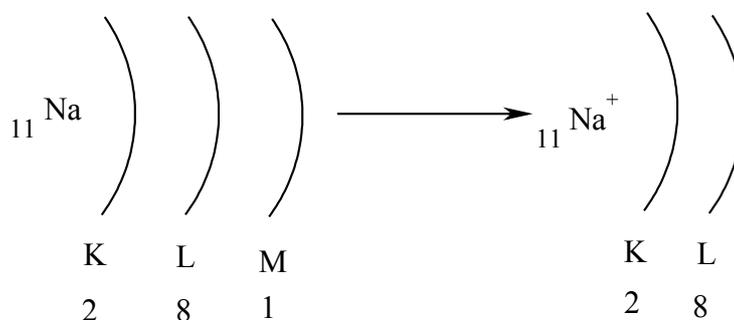


Há elementos químicos que formam cátions com várias cargas. É o que ocorre, por exemplo, com o Ferro, que forma os cátions Fe^{+2} e Fe^{+3} . Nesse caso, há duas possibilidades de nomenclatura:

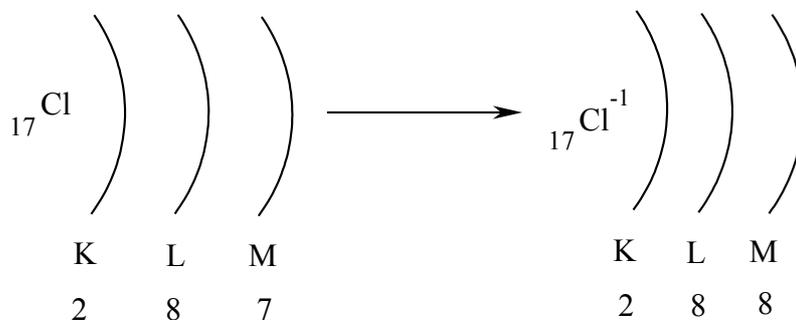
- 1) Usar números romanos:
- 2) Usar os sufixos **OSO (carga menor)** e **ICO (carga maior)**.



Tamanho dos Íons



o íon Na^{+} é menor do que o átomo de Na^0



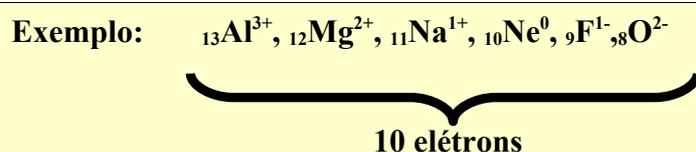
o íon Cl^{-1} é menor do que o átomo de Cl^0

O tamanho de um cátion é sempre menor que o do átomo de origem, e o tamanho de um ânion é sempre maior que o do átomo de origem.

Espécies Isoeletrônicas

São as espécies químicas que têm o mesmo número de elétrons e de níveis eletrônicos, mas diferentes números de prótons. Quanto maior for o Z da série, maior será o número de prótons e a atração núcleo-eletrosfera e, conseqüentemente, menor será o raio.

Numa série de íons isoeletrônicos, quanto maior for o Z, menor será o tamanho do íon.



CUIDADO COM O HIDROGÊNIO!

O hidrogênio apresenta apenas um elétron. Para ficar com eletrosfera de gás nobre (igual a do hélio), ele precisa receber um elétron. Assim, em ligação iônica, o hidrogênio apresenta carga negativa. Portanto, apesar de estar localizado na família 1 da tabela periódica, o hidrogênio se assemelha muito mais aos halogênios, pois, como eles, apresenta tendência a receber elétrons.

O hidrogênio não é um metal alcalino.

Exercícios:

1. Escreva a fórmula e pesquise o nome dos compostos formados pelos seguintes átomos e/ou íons (consulte a tabela de cátions e ânions).
 - a) cálcio e flúor
 - b) alumínio e oxigênio
 - c) potássio e enxofre
 - d) magnésio e oxigênio
 - e) Fe^{+3} e bromo
 - f) Fe^{+2} e enxofre
 - g) Ag^{+} e iodo
 - h) Cu^{+2} e bromo

i) lítio e fósforo

2) Utilizando a tabela de cátions e ânions, construa a fórmula dos seguintes compostos.

a) fluoreto de sódio

i) iodeto plumboso

b) cloreto de bário

j) carbonato de amônio

c) sulfeto de sódio

k) nitrato de zinco

d) óxido de ferro III

l) sulfito de prata

e) óxido de ferro II

m) fosfato de cromo II

f) óxido de potássio

n) cianeto níqueloso

g) carbonato de alumínio

o) nitrito cobáltico

h) sulfato de magnésio

p) sulfito de cálcio

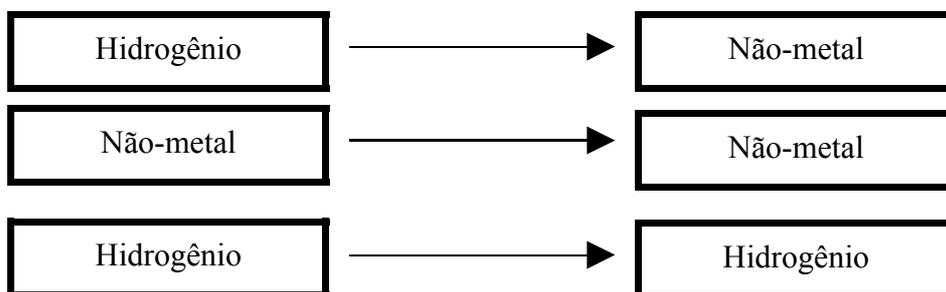
4.2 - Ligação covalente ou molecular

Ocorre entre átomos com tendência de receber elétrons. Nesse tipo de ligação, ocorre o compartilhamento ou emparelhamento de elétrons (*note bem que na ligação iônica ocorria a doação ou transferência de elétrons*), ou seja, quando dois átomos precisam ganhar elétrons para adquirir a configuração eletrônica de um gás nobre (adquirir estabilidade), eles compartilham seus elétrons mais externos, de modo que um átomo possa “utilizar” os elétrons do outro. Esse compartilhamento de elétrons é a base da **LIGAÇÃO COVALENTE**.

Genericamente, para a molécula diatômica XY, temos:



Na ligação covalente, ao contrário da ligação iônica, nenhum dos participantes deseja doar elétrons. Assim, as ligações covalentes são encontradas nos seguintes casos:



H										
						B	C	N	O	F
							Si	P	S	Cl
								As	Se	Br
									Te	I
										At

Os pares eletrônicos que se formam são constituídos por um elétron de cada átomo e pertencem simultaneamente a ambos os átomos ligados. Nesse caso, não ocorre nem ganho nem perda de elétrons e as estruturas formadas são eletricamente neutras. Os conjuntos formados através de ligações covalentes apresentam-se como unidades isoladas e de grandeza limitada, chamadas moléculas; por isso a ligação covalente é também chamada **ligação molecular**.

Então, as substâncias formadas por ligação covalente são chamadas de substâncias moleculares e podem ser sólidas, líquidas e gasosas.

Ex.: $C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow$ açúcar (sólido)
 $H_2O \rightarrow$ água (líquido)
 $CO_2 \rightarrow$ gás carbônico (gasoso)

Diferentes representações de uma substância covalente, o dióxido de silício, comumente utilizado na produção de vidro.

Fórmula Eletrônica	Fórmula Plana	Fórmula Molecular
$\begin{array}{c} \times \times \\ \times \text{O} \begin{array}{ c } \hline \times \\ \hline \times \end{array} \text{Si} \begin{array}{ c } \hline \times \\ \hline \times \end{array} \text{O} \begin{array}{c} \times \times \\ \times \end{array} \end{array}$	$O = Si = O$	SiO_2

As possíveis ligações dos elementos dos grupos 14, 15, 16 e 17.

Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17
$\text{—X}\equiv$	$\text{X}\equiv$	$\text{X}=\text{=}$	$\text{X}\text{—}$
=X=	—X=	$\text{/X}\backslash$	
/X=	$\text{/X}\backslash$		
$\text{/X}\backslash$			

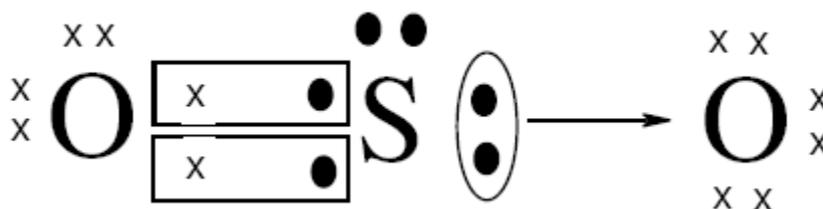
4.3 - Ligação Coordenada ou dativa

A ligação covalente coordenada dativa, conhecida também como apenas ligação dativa, é a que une dois átomos através de um ou mais pares de elétrons provenientes de apenas um desses átomos. Nesse tipo de ligação, apenas um desses átomos já apresentava anteriormente o octeto completo.

Exemplo:

1) SO_2 - dióxido de enxofre, um poluente atmosférico comum nas grandes cidades.

- Fórmula molecular: SO_2
- Fórmula eletrônica:

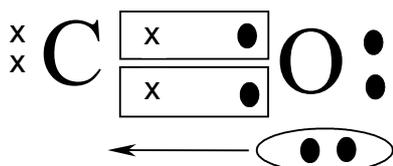


- Fórmula estrutural

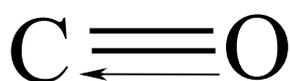


2) CO - monóxido de carbono, um componente letal quando em excesso em ambientes pouco ventilados.

- Fórmula molecular: CO
- Fórmula eletrônica:



- Fórmula estrutural



Ocorrência de ligação dativa:

Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17
Não faz ligação dativa	Pode fazer até 1 ligação dativa	Pode fazer até 2 ligações dativas	Pode fazer até 3 ligações dativas
$\text{—X} \equiv$			
=X=			

Resumo das diferenças entre a ligação iônica e a covalente

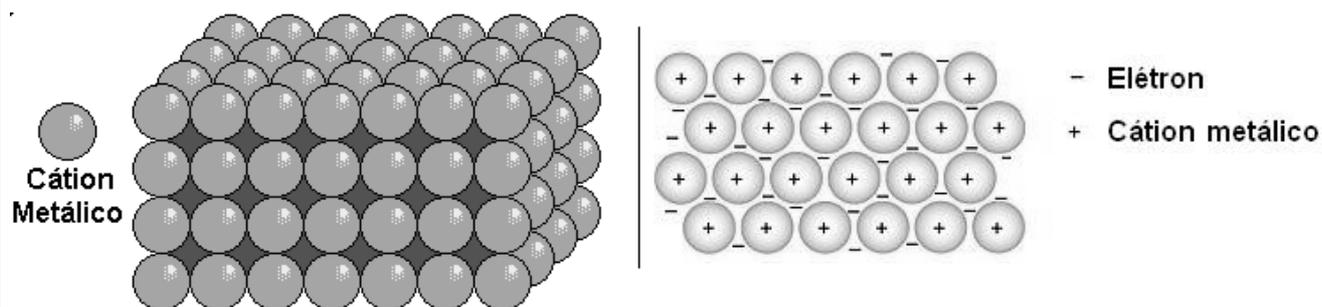
Ligação Iônica	Ligação Covalente
Metal + não-metal	Não-metal + não-metal
Transferência de elétrons	Compartilhamento de elétrons
Altos pontos de fusão e ebulição	Baixos pontos de fusão e ebulição
Conduz corrente elétrica no estado líquido ou em solução aquosa.	Não conduz corrente elétrica
Há uma grande diferença de eletronegatividade entre os átomos $> 1,7$	Pequena diferença de eletronegatividade $< 1,7$
Formam retículo cristalino	Formam moléculas
São sólidos a temperatura ambiente	São sólidos, líquidos ou gasosos a temperatura ambiente
São solúveis em solvente polares	Semelhante dissolve semelhante

4.4 – Ligação metálica

Num sólido, os átomos estão dispostos de maneira variada, mas sempre próximos uns aos outros, compondo um retículo cristalino. Enquanto certos corpos apresentam os elétrons bem presos aos átomos, em outros, algumas dessas partículas permanecem com certa liberdade de se movimentarem no cristal. É o que diferencia, em termos de condutibilidade elétrica, os corpos condutores dos isolantes. Sendo assim, uma vez que os metais são bons condutores de corrente elétrica, é de se esperar que eles possuam elétrons livres em sua estrutura para se movimentar. Essa é uma das evidências que conduziram à elaboração do modelo da ligação química existente nos metais.

Como visto anteriormente (em ligações iônicas), os metais não exercem uma atração muito alta sobre os elétrons da sua última camada (têm grande tendência a perder elétrons da última camada e transformar-se em cátions) e, por isso, possuem alta tendência de perder elétrons (esses elétrons, entretanto, são simultaneamente atraídos por outros íons, que então os perdem novamente e assim por diante. Por isso, apesar de predominarem íons positivos e elétrons livres, diz-se que os átomos de um metal são eletricamente neutros). Dessa forma, um metal sólido é constituído por átomos metálicos (cátions) em posições ordenadas com seus elétrons de valência livres para se movimentar por todo o metal. Assim, temos um “amontoador” organizado de íons metálicos positivos mergulhados em um “**mar de elétrons**” livres. Este é o chamado **modelo do mar de elétrons (ou modelo do gás eletrônico)** que explica, por exemplo, a condutividade elétrica, a maleabilidade, a ductilidade e outras propriedades dos metais.

A regra do octeto não explica a ligação metálica



Propriedades dos metais

- Brilho característico;
- Alta condutividade térmica e elétrica;
- Altos pontos de fusão e ebulição;
- Maleabilidade (fáceis de transformar em lâminas);
- Ductibilidade (fáceis de transformar em fios);
- Resistência à tração (o que permite, por exemplo, utilizar metais como o ferro – sob a forma de aço – em cabos de elevadores);

Ligas metálicas

São materiais com propriedades metálicas que contêm dois ou mais elementos químicos, sendo a totalidade, ou pelo menos a maior parte dos átomos presentes, de elementos metálicos.

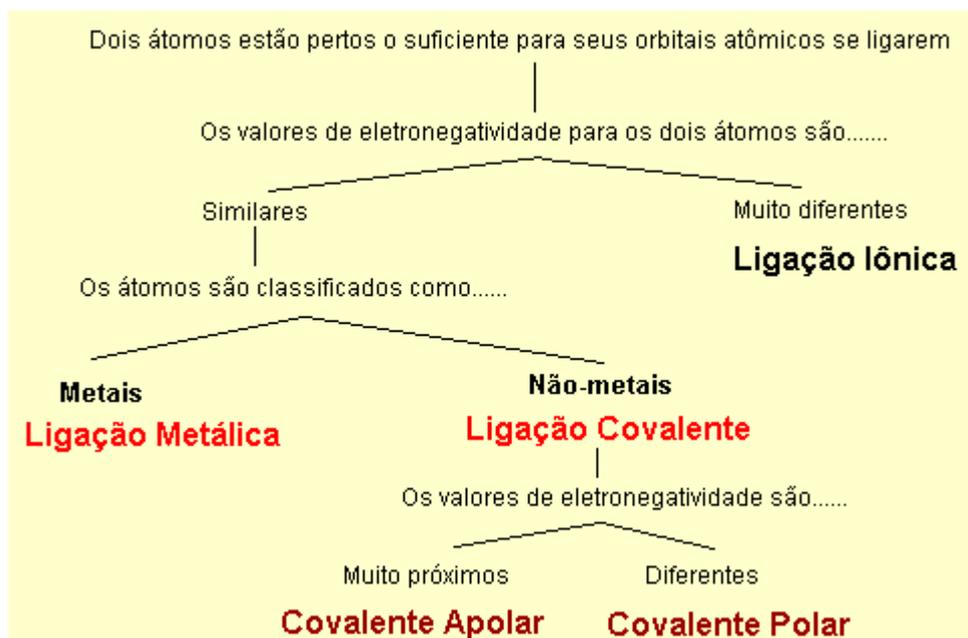
Apesar da grande variedade de metais existentes, a maioria não é empregada em estado puro, mas em ligas com propriedades alteradas em relação ao material inicial, o que visa, entre outras coisas, a reduzir os custos de produção.

As indústrias automobilísticas, aeronáuticas, navais, bélicas e de construção civil são as principais responsáveis pelo consumo de metal em grande escala. São também representativos os setores de eletrônica e comunicações, cujo consumo de metal, apesar de quantitativamente inferior, tem importância capital para a economia contemporânea. Ligas metálicas são materiais de propriedade semelhantes às dos metais e que contêm pelo menos um metal em sua composição. Há ligas formadas somente de metais e outras formadas de metais não-metais (carbono, fósforo, boro, silício, arsênio, antimônio)

É interessante constatar que as ligas possuem propriedades diferentes dos elementos que as originam. Algumas propriedades são tais como diminuição ou aumento do ponto de fusão, aumento da dureza, aumento da resistência mecânica.

Ligas metálicas mais comuns no cotidiano:

- Aço - constituído por Fe e C;
- Aço inoxidável - constituído por Fe, C, Cr e Ni;
- Ouro 18 quilates – constituído por ouro e cobre;
- Amálgama dental (utilizada em obturação) - constituída por Hg , Ag e Sn ;
- Latão (utilizado em armas e torneiras) - constituído por Cu e Zn;
- Bronze (utilizado em sinos) – constituído por Cu e Sn;
- “Liga leve” (utilizada em rodas) – constituída por Al e Mg;
- “Metal monel” (utilizado em moedas) – constituído por Ni e Cu;



4.5 - Moléculas polares a apolares

Quando imaginamos que cada elemento possui uma carga nuclear e uma configuração eletrônica diferente, não fica difícil esperar que os átomos de elementos diferentes tenham capacidades diferentes de atrair elétrons, quando participam de uma ligação química.

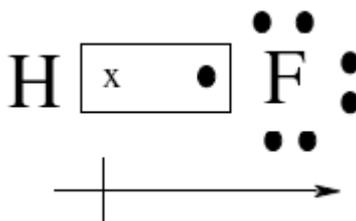
Conseqüentemente, introduz-se o termo eletronegatividade, que é definido como a atração que um átomo exerce sobre os elétrons, em uma ligação química, ou seja, trata-se da capacidade que os átomos de um determinado elemento possuem de atrair elétrons. Há várias décadas os químicos se preocupam em estabelecer escalas numéricas para expressar a eletronegatividade. Dentre as muitas existentes, a mais importante é a que foi elaborada pelo químico americano Linus Pauling.

1												13 14 15 16 17				
H 2.1												B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Li 1.0	Be 1.5											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
Na 0.9	Mg 1.2															
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.8	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.4	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac† 1.1	* Lantanídeos: 1.1–1.3 † Actinídeos: 1.3–1.5													

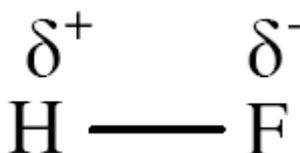
* Não se define eletronegatividade para os gases nobres, pois eles não apresentam tendência a receber ou compartilhar elétrons.

4.6 - Polaridade das ligações

Considere uma molécula de HF. O par de elétrons compartilhado não é atraído igualmente por ambos os átomos, uma vez que o Flúor é mais eletronegativo que o hidrogênio.



Embora o par de elétrons esteja sendo compartilhado, ele se encontra mais deslocado no sentido do Flúor. Dizemos que no Flúor apareceu uma *carga parcial negativa* (simbolizada por δ^-) e no hidrogênio uma *carga parcial positiva* (simbolizada por δ^+). A ligação entre H e F é chamada de **ligação covalente polar**.



Então, podemos dizer que a **Ligação Covalente Polar** ocorre entre átomos diferentes (átomos de diferentes eletronegatividades);

Ex: HF, HBr, HI, HCl

Considere, agora, o caso da molécula de H₂. Como ambos os átomos nela presentes possuem a mesma eletronegatividade, não haverá polarização de ligação e dizemos que se trata de uma **ligação covalente apolar**.



Então, podemos dizer que a **Ligação Covalente Apolar** ocorre entre átomos iguais (átomos de mesma eletronegatividade);

Ex: O₂, Cl₂, Br₂, I₂, F₂, H₂.

4.6.1 – Polaridade das moléculas

Como apresentado acima, em uma molécula de HF ocorre o aparecimento de pólos, ou seja, de uma diferença de eletronegatividade que implica no aparecimento de uma carga parcial negativa para o flúor e de uma carga parcial positiva para o hidrogênio. Podemos, então, dizer que, além de a molécula apresentar uma *ligação polar*, esta também recebe o nome de **molécula polar**. A polarização da ligação apresenta uma direção, um sentido e uma intensidade (que depende da diferença de eletronegatividade Δ entre os átomos). Assim, podemos representar a polarização por *um vetor*. Cargas iguais, positiva e negativa, separadas por uma distância constituem um **dipolo**. A molécula de HF, com seus centros de carga positiva e negativa, é, portanto, um dipolo; diz-se que é polar.

Vetor momento de dipolo ou **momento dipolar (μ)** é aquele que representa a polarização de uma ligação covalente e é definido, quantitativamente, através do produto da carga comum a ambas as extremidades do dipolo pela distância entre as cargas, $\mu = Q \cdot d$

O vetor μ possui a direção da reta que passa pelo núcleo dos átomos que tomam parte na ligação considerada e é orientado no sentido do pólo positivo para o negativo. As ligações apolares possuem vetor momento dipolar nulo ($\mu = 0$). Uma molécula muito polar é aquela que tem um grande momento dipolar, enquanto que uma molécula não-polar tem um momento dipolar nulo.

No caso de moléculas com mais de dois átomos, para saber se a molécula é polar ou apolar, devemos somar todos os vetores momento de dipolo de todas as ligações e concluir se ele é nulo ou não. *Podemos, inclusive, ter uma molécula apolar, ainda que existam ligações polares.*

A polaridade de uma molécula com mais de dois átomos é expressa pelo vetor momento de dipolo resultante (μ_r). Se ele for nulo, a molécula será apolar; ao contrário, se o vetor dipolar resultante apresentar um valor diferente de zero, a molécula será dita polar.

Resumindo:

LIGAÇÃO APOLAR – MOLÉCULA APOLAR

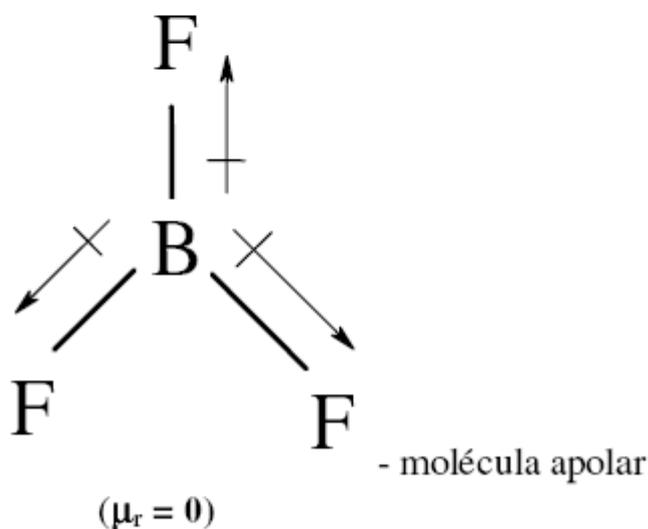
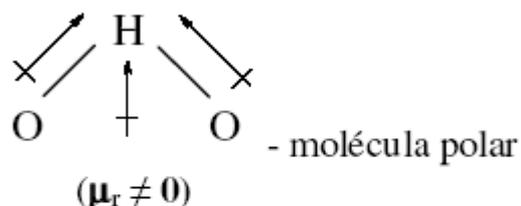
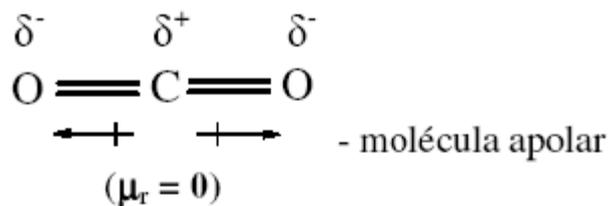
Ex: O₂, Cl₂, Br₂, I₂, F₂, H₂.

H — H - molécula apolar
($\mu_r = 0$)

LIGAÇÃO POLAR – MOLÉCULA APOLAR ($\mu = 0$) MOLÉCULA POLAR ($\mu \neq 0$)

Ex: HCl, HF, CO₂, NH₃, O₂, H₂O, BF₃, CH₄, Cl₂

H → F - molécula polar
($\mu_r \neq 0$)



4.7 - Forças intermoleculares

As moléculas de uma substância sólida ou líquida se mantêm unidas através da atração existente entre elas. Quanto maior for a força de atração maior será a coesão entre as moléculas. Isso ocasionará um aumento nos pontos de fusão e ebulição da substância. As moléculas dos gases praticamente não exercem forças de atração entre si. Por isso os gases apresentam baixos pontos de ebulição e extrema facilidade de se expandir. As forças intermoleculares ocorrem, portanto, em compostos covalentes nos estados líquido e sólido - *não são verificadas no estado gasoso* (Ex: $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$, $\text{NH}_3_{(g)}$) - e são classificadas em dois tipos: Força de Van der Waals e Ligação de hidrogênio.

FORÇAS INTERMOLECULARES {

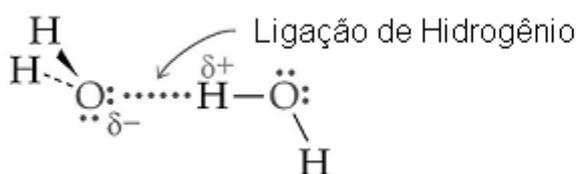
- Forças de Van der Waals
- Ligações de Hidrogênio

4.8 - Ligações de Hidrogênio

Também conhecidas como *pontes de hidrogênio*, são um caso especial da atração entre dipolos permanentes. As ligações de hidrogênio são atrações intermoleculares anormalmente intensas e ocorrem entre moléculas que apresentam ligações entre hidrogênio e átomos muito eletronegativos (F, O, N). Devido às pequenas dimensões de H, F, O e N e devido também à grande diferença de eletronegatividade, nas ligações destes elementos com o hidrogênio, ocorrem pólos intensos em volumes muito pequenos.

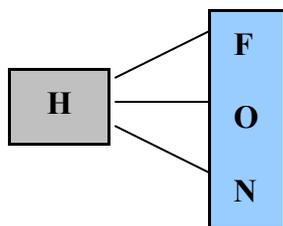
As ligações de hidrogênio são atrações muito fortes e contribuem de modo decisivo na ligação intermolecular total, o que explica os pontos de ebulição anormalmente altos de moléculas como H_2O , NH_3 e HF , em relação aos hidretos das respectivas famílias. As moléculas podem apresentar mais de um tipo de força intermolecular, que então se interagem para aumentar a coesão entre as moléculas. Nos álcoois, por exemplo, o metanol ($\text{H}_3\text{C} - \text{OH}$) tem PE = $64,6^\circ\text{C}$ e o etanol ($\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{OH}$) tem PE = $78,4^\circ\text{C}$. A principal força intermolecular existente entre as moléculas dos álcoois é a ligação de hidrogênio, mas como a molécula de etanol é maior, as dispersões de London são mais intensas. Logo, da interação das duas forças, resulta um maior ponto de ebulição, em relação ao metanol. Outra consideração importante é que, quanto maior o número de grupos OH ou NH, maior será a intensidade das ligações de hidrogênio e maior será o ponto de ebulição.

Esquemas das ligações de hidrogênio



Resumindo:

Ligações de Hidrogênio: ocorre quando o Hidrogênio está ligado ao Flúor ou Oxigênio ou Nitrogênio

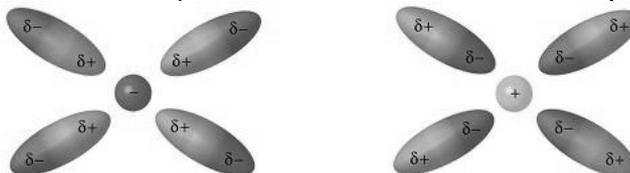


Exemplos: HF, NH_3 , H_2O , etc.

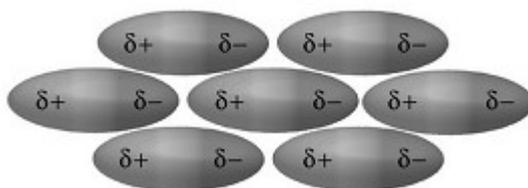
4.9 - Forças de Van der Waals

São divididas em vários tipos, conforme a natureza das partículas¹⁷:

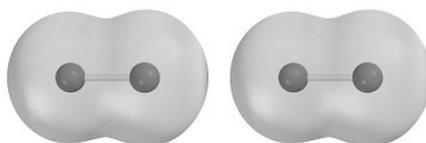
- **Íon - Dipolo permanente:** Atração entre um íon e uma molécula polar (dipolo).



- **Íon - Dipolo induzido:** Atração entre um íon e uma molécula apolar. O íon causa uma atração ou repulsão eletrônica com a nuvem eletrônica da molécula apolar, causando uma deformação da nuvem eletrônica na molécula apolar e provocando a formação de dipolos (induzidos).
- **Dipolo permanente - Dipolo permanente:** Atração entre moléculas polares. Os dipolos atraem-se pelos pólos opostos (positivo-negativo).



- **Dipolo permanente - Dipolo induzido:** Atração entre uma molécula polar e uma molécula apolar. O dipolo causa repulsão eletrônica entre seu pólo positivo e a nuvem eletrônica da molécula apolar e uma repulsão entre esta nuvem e seu pólo negativo. Isso causa uma deformação da nuvem eletrônica na molécula apolar, provocando a formação de dipolos (induzidos).
- **Dipolo induzido - Dipolo induzido:** Também chamada **Força de dispersão de London**, é uma atração que ocorre entre moléculas apolares, que quando se aproximam umas das outras, causam uma repulsão entre suas nuvens eletrônicas, que então se deformam, induzindo a formação de dipolos. Essa força é mais fraca que a do tipo dipolo permanente - dipolo permanente. Logo, as substâncias que apresentam esse tipo de ligação apresentam menor ponto de fusão e ebulição. Quanto maior for o tamanho da molécula, mais facilmente seus elétrons podem se deslocar pela estrutura. Maior é então, a facilidade de distorção das nuvens eletrônicas, e mais forte são as forças de dispersão de London. Isso faz com que a substância tenha maior ponto de ebulição.



Curiosidade: A característica que lagartixas e pequenos lagartos apresentam de se deslocar sobre superfícies pouco rugosas (paredes) se deve às Forças de Van Der Waals presentes nas suas patas.

¹⁷ http://www.geocities.com/Vienna/Choir/9201/ligacoes_quimicas2.htm

Resumindo, em termos de Forças de Van Der Waals, basta diferenciar apenas os dois tipos abaixo, ou seja, a que se aplica a moléculas polares (dipolo permanente) e a que se aplica a moléculas apolares (dipolo induzido ou Forças de Dispersão de London).

- **Dipolo-dipolo ou dipolo permanente – dipolo permanente ou dipolar:** ocorre em moléculas polares.

Ex: HCl, SO₂, PCl₃, H₂S, HBr, etc.

- **Dipolo instantâneo - dipolo induzido ou dipolo induzido - dipolo induzido ou forças de London:** ocorre em moléculas apolares.

Ex: CO₂, O₂, CH₄, I₂, SO₃, etc.

Ordem crescente das forças intermoleculares.

Dipolo instantâneo-dipolo induzido (Forças de London) < dipolo-dipolo (dipolo permanente) < ligações de hidrogênio.

ORDEM CRESCENTE



e atração intermolecular, maior será o seu ponto de ebulição. Ex: CH₄ < HCl < NH₃

4.5 - Fórmulas eletrônicas ou estruturas de Lewis (em desenvolvimento)

4.6 - Fórmulas estruturais (em desenvolvimento)

4.7 – Hibridação (em desenvolvimento)

Capítulo 5 – Hidretos



Hidrogênio, fonte de vida

Hidretos

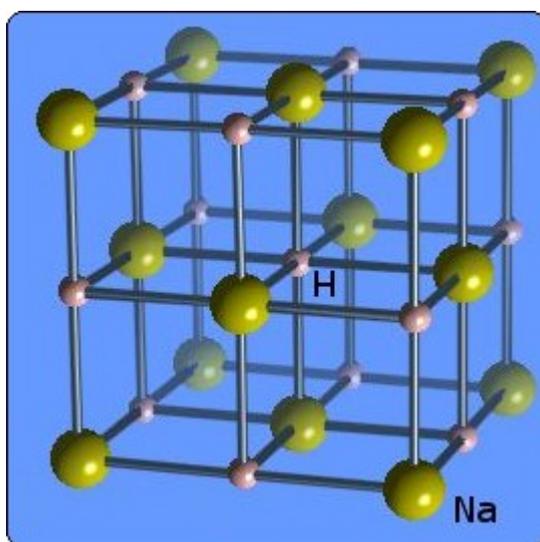
Conceito

Os hidretos são compostos binários formados pelo hidrogênio e outro elemento. Estes compostos se dividem em três grandes grupos: iônicos, metálicos e covalentes. É uma classe de compostos em que o Hidrogênio apresenta valência -1, lembrando que, exeto neste caso, o Hidrogênio sempre tem carga de valência +1.

- a) hidretos iônicos ou salinos. Ex: LiH, NaH, FrH
- b) hidretos metálicos ou intersticiais. *Detalhes a seguir.*
- c) hidretos covalentes ou moleculares. *Detalhes a seguir.*

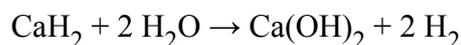
a) Hidretos iônicos ou salinos.

Os hidretos iônicos, assim como todos os compostos iônicos, são sólidos de elevado ponto de fusão. Os hidretos iônicos apresentam maior densidade que seus respectivos metais. Isto ocorre porque o H- ocupa os interstícios do retículo cristalino do metal sem provocar distorções no mesmo.



Hidreto do Sódio. NaH

O Hidreto de Cálcio (CaH_2), também conhecido como Hidrolita, é considerado como hidreto iônico mais importante. O Hidreto de Cálcio é fabricado tanto para fins industriais quanto para fins militares, sendo um importante produtor do gás Hidrogênio, através da reação:

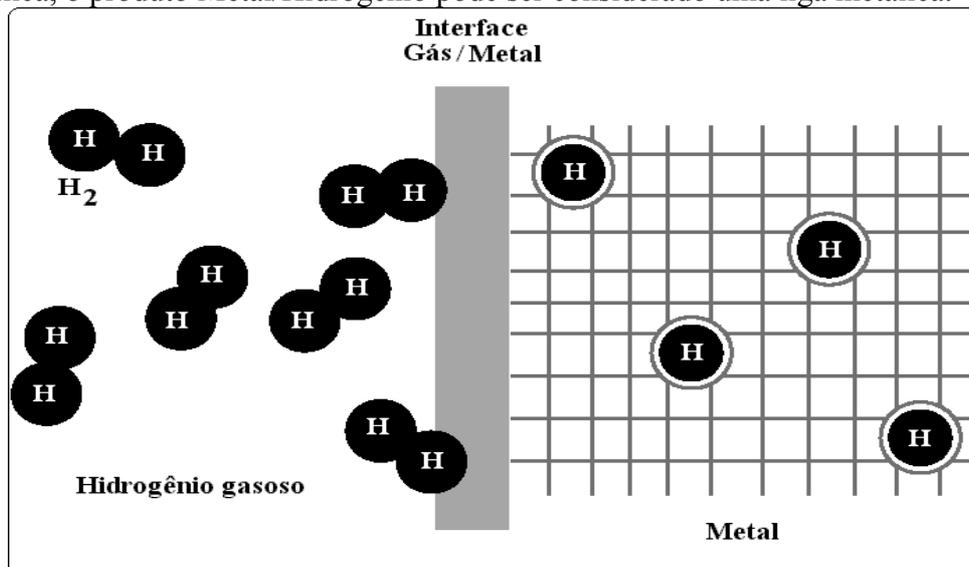


A reação de 1g desta substância com a água gera cerca de um litro de Hidrogênio. Graças à hidrolita é possível transportar grandes quantidades de H_2 em um pequeno volume.

b) Hidretos metálicos ou intersticiais.

Metais pesados como Níquel, Platina, Paládio, possuem a habilidade de adsorver o Hidrogênio gasoso, dando origem aos hidretos metálicos. A ligação química nesta classe de hidretos é

intermediária entre a ligação metálica e a covalente. Por apresentar características similares às de uma ligação metálica, o produto Metal/Hidrogênio pode ser considerado uma liga metálica.



O gás Hidrogênio (H_2) penetra a interface metálica e se divide em átomos de Hidrogênio. Não se sabe ao certo se o Hidrogênio presente nas posições intersticiais fica na forma atômica ou na forma de íons H^+ com elétrons deslocalizados. Todavia, o hidrogênio estocado desta forma apresenta propriedades redutoras muito altas, isto ajuda a compreender por que inúmeras reações são extremamente lentas e não se realizam do ponto de vista prático quando o gás hidrogênio está na forma de moléculas de H_2 , mas são facilmente realizadas com o hidrogênio ocluído dentro de um metal, isto é, sob a forma de hidreto metálico. Em função de as ligações metal-hidrogênio serem fracas e o hidrogênio estar praticamente no estado atômico, ele é muito mais reativo que o Hidrogênio gasoso. Assim, podemos dizer que o Hidrogênio em oclusão está em *estado ativado*.

Os hidretos metálicos são formados por metais do bloco *d* e *f* da Tabela Periódica. Porém, vale ressaltar que elementos centrais do bloco *d* não formam hidretos. A ausência da formação de hidretos nesta região da tabela periódica é chamada de “lacuna do hidrogênio”.

Veja na tabela a seguir a lacuna do hidrogênio.

Bloco s		Hidretos intermediários										Bloco p					
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	Li	Be										B	C	N	O	F	
2	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	
3	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr				Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
4	Rb	Sr	Y	Zr	Nb					Pd		Cd	In	Sn	Sb	Te	I
5	Cs	Ba	La	Hf	Ta							Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At
6	Fr	Ra	Ac														
7																	
Hidretos iônicos		Bloco f										Hidretos covalentes					
		Ce	Pr	Nd		Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
		Th	Pa	U	Np	Pu	Am										
		Hidretos metálicos															

Tabela da lacuna do hidrogênio

c) Hidretos covalentes ou moleculares.

São os hidretos do bloco *p* da tabela Periódica. São, na sua maioria, gases ou líquidos de baixo ponto de ebulição. Nesta classe estão todos os hidretos dos não-metais, isto é, dos grupos 13, 14, 15, 16 e 17. O Bismuto (Bi), Estanho (Sn) e o Chumbo (Pb) são metais, porém, devido à sua posição na Tabela Periódica, formam hidretos semelhantes aos dos não-metais, ou seja, hidretos covalentes.

Todos os hidretos mencionados acima são gasosos em condições normais, com exceção da água (H₂O), que é líquida.

Estes Hidretos são covalentes porque a diferença de eletronegatividade entre o átomo e o Hidrogênio é muito pequena, e são mantidos unidos por forças de van der Waals, que são fracas. Desta forma, são voláteis e apresentam baixo ponto de fusão e ebulição, não conduzem corrente elétrica e tem fórmula molecular XH_(18-n), onde n é a coluna da Tabela Periódica em que X está localizado.

Casos mais particulares como os Hidretos do Grupo 13 que são eletrodeficientes e formam compostos poliméricos não serão estudados aqui, assim como os Hidretos formados por C, N e O. Vamos deixar este tema super interessante para estudos posteriores.

Capítulo 6 - Ácidos de Arrhenius



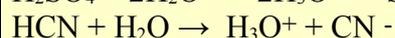
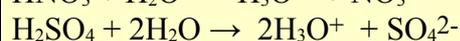
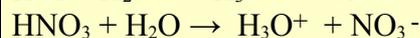
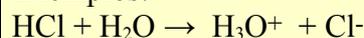
Com uma picada carregada de ácido fosfórico as formigas castigam seus agressores sem piedade

Ácidos de Arrhenius

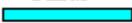
Conceito

Ácidos de Arrhenius são substâncias que liberam somente como íon positivo o cátion Hidrogênio (H^+), quando em soluções aquosas. Na prática, o cátion H^+ se combina com uma molécula de água formando o cátion hidrônio ou hidroxônio (H_3O^+).

Exemplos:



A palavra ácido vem do Latim *acidu*. Os ácidos são substâncias que possuem pH inferior a 7,0, que, ao reagirem com bases, formam sais; são substâncias que conduzem corrente elétrica em solução aquosa sendo que outra propriedade interessante é sua ação sobre os indicadores colorimétricos, que pode ser vista na tabela a seguir:

Indicador	ÁCIDO	ÁLCALI
Tornassol	Rosa 	Azul 
Fenolftaleína	Incolor 	Vermelho 
Alaranjado de metila	Vermelho 	Amarelo 

Grupo Tchê Química

É importante notar que, na verdade, a cor do indicador não depende do ácido ou do álcali, ele vem da relação dos íons H^+ (liberados pelo ácido) e dos íons OH^- (liberados pelo álcali).

Classificação dos ácidos

1- Quanto ao número de Hidrogênios ionizáveis (H^+):

- a) monoácidos: na ionização a molécula libera apenas **1** cátion H^+ . Ex: HCl , HNO_3 , HCN ...
- b) diácidos: na ionização a molécula libera **2** cátions H^+ . Ex: H_2SO_4 , H_2MnO_4 , H_2CrO_4
- c) triácidos: na ionização a molécula libera **3** cátions H^+ . Ex: H_3PO_4 , H_3AsO_4 , H_3SbO_4 ...
- d) tetrácidos: na ionização a molécula libera **4** cátions H^+ . Ex: $H_2P_2O_7$, $H_4Fe(CN)_6$, $H_4Si_2O_4$...

2- Quanto a presença ou não de Oxigênio na molécula:

- a) hidrácidos: não contém oxigênio. Ex: HCl , $H_4Fe(CN)_6$, H_2S
- b) oxiácidos: contém oxigênio. Ex: HNO_3 , H_2MnO_4 , H_3PO_4 , $H_4Si_2O_4$...

3- Quanto ao grau de ionização:

- a) Ácidos fortes : $50\% \leq \alpha \leq 100\%$. Ex: H_2SO_4 , HNO_3
- b) Ácidos moderados: $5\% \leq \alpha < 50\%$. Ex: H_3PO_4
- c) Ácidos fracos: $0 \leq \alpha < 5\%$. Ex: $HClO$

4- Quanto ao número de elementos constituintes:

- a) Binários: apresentam dois elementos. Exemplos: HBr, HCl, H₂S, HF.
- b) Ternários: apresentam três elementos. Exemplos: H₂SO₄, H₃PO₄.
- c) Quaternários: apresentam quatro elementos. Exemplos: HOCN, H₄Fe(CN)₆.

Nomenclatura dos ácidos

a) Hidrácidos (ácidos que não contem oxigênio):

O nome é escrito sempre com a terminação **ÍDRICO**. Conforme a regra a seguir:

Ácido +ídrico.
nome do ânion

Exemplos:

HBr – Ácido brom**ídrico** **HCN** - Ácido cianídrico
H₂S – Ácido sulfídrico **HF** - Ácido fluorídrico

b) Oxiácidos

1) Se o elemento forma apenas **um** oxiácido (NO_x fixo), usa-se a terminação **ico**:

Ácido +ico.
nome do ânion

Exemplos:

Nº de oxidação (+6): **H₂CrO₄** ácido Crômico
Nº de oxidação (+6): **H₂Cr₂O₇** ácido dicrômico
Nº de oxidação (+6): **H₂MnO₄** ácido mangânico
Nº de oxidação (+7): **HMnO₄** ácido permangânico

2) Se o elemento forma apenas **dois** oxiácidos, usa-se a terminação **ico**, para o oxiácido com maior NO_x e **oso** para o oxiácido com menor NO_x.

Ácido +ico ou oso
nome do ânion

Exemplos:

Nº de oxidação (+4): **H₂SO₃** ácido sulfuroso
Nº de oxidação (+6): **H₂SO₄** ácido sulfúrico
Nº de oxidação (+3): **HNO₂** ácido nitroso

Nº de oxidação (+5): **HNO₃** ácido nítrico

3) Se o elemento é capaz de formar **três** ou **quatro** oxiácidos, comumente ocorre com os elementos do Grupo 17 (halogênios) da tabela periódica. É preciso controlar o NO_x do elemento central do ácido.

NO _x	Nome
+1	Ácido hipo.....oso
+3	Ácidooso
+5	Ácidoico
+7	Ácido perico

Exemplos:

Nº de oxidação (+1): **HClO** ácido hipocloroso

Nº de oxidação (+3): **HClO₂** ácido cloroso

Nº de oxidação (+5): **HClO₃** ácido clórico

Nº de oxidação (+7): **HClO₄** ácido perclórico

Nota

Além dos prefixos **per** e **hipo** em casos especiais como o do Fósforo, em que o NO_x é sempre o mesmo (+5) e o que varia é o grau de hidratação da molécula, são usados os prefixos **orto**, **meta** e **piro**.

HPO₃ - ácido metafosfórico

H₃PO₄ - ácido ortofosfórico

H₄P₂O₇ - ácido pirofosfórico

Exercícios

1- Nomear os seguintes ácidos:

- HCl
- HClO
- HClO₂
- HClO₃
- HClO₄
- H₂S
- H₂SO₄
- HNO₃
- H₂SO₃
- HNO₂
- HI
- HBr
- HCN
- H₃PO₄
- H₂CO₃

- p) HMnO_4
q) HCN

2- Escreva a fórmula molecular dos seguintes ácidos

- a) Ácido Nítrico
b) Ácido Perclórico
c) Ácido Fluorídrico
d) Ácido Cloroso
e) Ácido Pirofosfórico
f) Ácido Sulfuroso
g) Ácido Acético
h) Ácido Carbonoso

3- Exercícios de fixação

1) Por ionização, em solução aquosa, os ácidos de Arrhenius produzem o cátion _____ ao lado de um ânion qualquer;

1) O cátion H_3O^+ chama-se _____ ou _____;

2) Um ácido é tanto mais forte quanto maior for seu _____;

3) A terminação característica dos nomes dos hidrácidos é _____;

4) A terminação característica dos nomes dos oxiácidos é _____ ou _____;

4- Escreva as equações de ionização total dos seguintes ácidos:

- a) ácido bromídrico; b) ácido nitroso; c) ácido sulfuroso;
d) ácido pirofosfórico

5- Complete as equações abaixo registrando a ionização total dos ácidos.

a) $\text{HF} \rightarrow$ _____

b) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ _____

c) $\text{HCN} \rightarrow$ _____

d) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ _____

e) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow$ _____

f) $\text{H}_4\text{SiO}_4 \rightarrow$ _____

6- Classifique os seguintes ácidos de acordo com os seguintes critérios: mono, di, tri,ácidos (1); hidrácidos ou oxiácidos (2); forte, moderado ou fraco (3);

HNO₃: (1) _____
(2) _____
(3) _____

HBr: (1) _____
(2) _____
(3) _____

H₂S: (1) _____
(2) _____
(3) _____

HIO₄: (1) _____
(2) _____
(3) _____

HCN: (1) _____
(2) _____
(3) _____

H₃PO₃: (1) _____
(2) _____
(3) _____

H₂SO₄: (1) _____
(2) _____
(3) _____

HNO₃: (1) _____
(2) _____
(3) _____

H₂CO₃: (1) _____
(2) _____
(3) _____

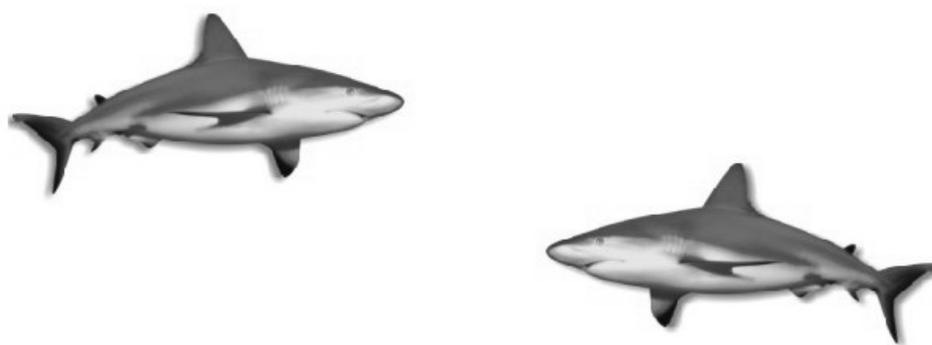
HClO₃: (1) _____
(2) _____
(3) _____

HBrO: (1) _____
(2) _____
(3) _____

HIO₂: (1) _____
(2) _____
(3) _____

7- Complete as equações de ionização total dos ácidos abaixo registrando a formação do íon hidrônio ou hidroxônio.





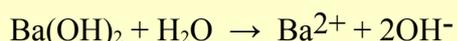
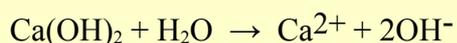
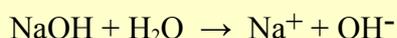
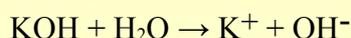
O aroma característico dos peixes vem da amônia presente em seus corpos

Bases de Arrhenius

Conceito

Bases de Arrhenius são substâncias que formam o íon OH^- (íon oxidrila) em solução aquosa.

Exemplos:



O grupo das bases muitas vezes é apresentado como “bases ou álcalis”, porém logo iremos entender que todo álcali é uma base, mas nem toda base é um álcali; por exemplo, o hidróxido de amônia, que é uma base, mas não é um álcali.

Bases são um conjunto de inúmeras substâncias solúveis em água, capazes de tornar o papel tornassol azul e reagem com ácidos formando sal e água. O grupo das bases inclui alguns tipos de óxidos, hidróxidos de certos metais e a amônia. Os detalhes serão vistos ao longo do livro.

Como foi dito anteriormente, todos os álcalis são bases. Álcalis são carbonatos ou hidróxidos de metais alcalinos que, em solução aquosa, liberam o grupo OH^- e, reagem com ácidos formando sal e água. Os álcalis são um grupo específico de bases.



Salsola kali

A palavra “álcali” tem origem Árabe [Árab., *al-gili*, são as cinzas calcinadas de uma planta costeira que cresce na areia, em especial a *Salsola kali*]. O radical Árabe desta palavra vem do Latim *Kalium*, sendo esta é a origem do símbolo do elemento Potássio (K, *Kalium*). As cinzas restantes da queima de vegetais são uma fonte tradicional para a obtenção de bases fortes desde os tempos mais remotos, em especial o KOH. Os álcalis tem a propriedade de serem escorregadios ou lisos ao toque, devido a reação cáustica que provocam dissolvendo a superfície da pele.

Curiosidade: Você sabia que a palavra “cáustico” vem do Lat. causticu e do Gr. kaustikós, e significa “que queima”?

Classificação das bases

1- Quanto ao número de oxidrilas (OH⁻):

- a) monobases: possuem apenas uma oxidrila: KOH, NH₄OH, NaOH...
- b) dibases: possuem duas oxidrilas: Ca(OH)₂, Mg(OH)₂, Fe(OH)₂....
- c) tribases: possuem três oxidrilas: Al(OH)₃, Fe(OH)₃...
- d) tetrabases: possuem quatro oxidrilas: Pb(OH)₄, Sn(OH)₄....

Não são conhecidas bases com mais de quatro oxidrilas por molécula.

2- Quanto à solubilidade em água:

a) Solúveis: São os hidróxidos dos metais dos Grupo 1 (metais alcalinos) e o NH₄OH. Todavia, é redundante dizer que o hidróxido de amônio é solúvel em água, pois o hidróxido de amônio já é uma solução aquosa, tendo em vista o fato de não existir um composto sólido de fórmula NH₄OH. Poderíamos dizer que o NH₃ é solúvel em água. Ex: KOH, NH₄OH, NaOH....

b) Pouco solúveis: São os hidróxidos dos metais dos Grupo 2 (metais alcalino-terrosos). Estes álcalis são pouco solúveis quando comparados aos do Grupo 1, mas são bastante solúveis quando comparados com os álcalis de outros metais. Os metais deste grupo costumam provocar o fenômeno descrito como “água dura”. Ex: Ca(OH)₂, Mg(OH)₂, ...

c) Praticamente não-solúveis: São os álcalis dos demais metais, que apresentam uma solubilidade muito baixa. Ex: Fe(OH)₃, Pb(OH)₄, Sn(OH)₄ ...

Veja a tabela a seguir para comparar o grau de solubilidade de alguns álcalis:

SOLUBILIDADE DE BASES NA ÁGUA EM g/l à 20°C	
NaOH 1090	Mg(OH) ₂ 0,009
KOH 1120	Al(OH) ₃ 0,008
CsOH 3857	Fe(OH) ₂ ± 10 ⁻³
Ba(OH) ₂ 38,9	Mn(OH) ₂ ± 10 ⁻³
Ca(OH) ₂ 1,65	Fe(OH) ₃ ± 10 ⁻⁷

3- Quanto ao grau de dissociação iônica:

Conforme é o grau de dissociação iônica, as bases são classificados como:

a) Fortes: Se α próximo de 100% e temperatura igual à 25°C. São bases fortes as bases pertencentes aos metais dos grupos 1 (metais alcalinos) e 2 (alcalino-terrosos). Este fato ocorre porque as bases dos metais já são compostos iônicos no estados sólido e, em soluções suficientemente diluídas, a dissociação atinge 100%, pois as moléculas de água conseguem desmontar completamente o retículo cristalino.

b) Fracas: Se α inferior à 5% (próximo de zero) e temperatura igual à 25°C, as bases são considerados fracas. As bases dos demais metais por serem pouco solúveis em água e moleculares só podem ser consideradas fracas. A única base da Química Inorgânica que é solúvel em água e não pertence aos grupos 1 e 2 é o hidróxido de amônio (NH₄OH), porém, como seu grau de ionização à 25°C é próximo de 1%, esta também é uma base fraca.

α → Letra Grega alfa, que indica o grau de dissociação iônica.

Nomenclatura das bases

a) Se a base contem apenas uma hidroxila

Hidróxido de
nome do elemento

Exemplos:

NaOH – hidróxido de sódio

KOH - hidróxido de potássio

b) Se a base contem duas hidroxilas, adiciona-se os sufixos **ico** ou **oso** após o nome do elemento, ou um algarismo romano indicando o número de oxidação do elemento.

Hidróxido de + ico ou oso
nome do elemento

Exemplos:

Fe(OH)₃ – hidróxido férrico

Fe(OH)₂ - hidróxido ferroso

ou

Fe(OH)₃ - hidróxido de ferro III

Fe(OH)₂ - hidróxido de ferro II

Sn(OH)₄ - hidróxido estânico

Sn(OH)₂ - hidróxido estanoso

ou

Sn(OH)₄ - hidróxido de estanho IV

Sn(OH)₂ - hidróxido de estanho II

Exercícios

1- Nomear as seguintes bases:

a) KOH

b) NaOH

c) Ba(OH)₂

d) Fe(OH)₂

e) Al(OH)₃

f) LiOH

g) Fe(OH)₃

h) Sr(OH)₂

i) CeOH

- j) $\text{Pb}(\text{OH})_4$
- k) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- l) AgOH

2- Dê as fórmulas das seguintes bases:

- a) hidróxido de estanho II
- b) hidróxido de estanho IV
- c) hidróxido de amônio
- d) hidróxido de cálcio
- e) hidróxido cuproso
- f) hidróxido de zinco
- g) hidróxido de platina
- h) hidróxido de níquel III
- i) hidróxido cobaltoso
- j) hidróxido cobáltico
- k) hidróxido áurico
- l) hidróxido de cobre II

3- Exercícios de fixação

- 1) Por dissociação, os hidróxidos produzem um cátion _____ e o ânion _____.
- 2) Uma base é tanto mais forte quanto maior for seu _____.
- 3) Na nomenclatura das bases, usamos a terminação ICO quando o elemento se encontra em seu estado de oxidação _____; no caso contrário, a terminação será _____.
- 4) Quando o elemento forma uma única base, basta dizer _____.
- 5) Escreva as equações de dissociação iônica das seguintes bases:
 - a) hidróxido de bário _____
 - b) hidróxido de amônio _____
 - c) hidróxido de cálcio _____
 - d) hidróxido cuproso _____
 - e) hidróxido de zinco _____
 - f) hidróxido de platina _____
 - g) hidróxido férrico _____
 - h) hidróxido estânico _____
 - i) hidróxido de chumbo II _____

4- Classifique as bases de acordo com os seguintes critérios: mono, di, tri,bases (1); forte ou fraca (2); solúvel ou insolúvel na água (3).

NaOH: (1) _____
(2) _____
(3) _____

Fe(OH)₃: (1) _____
(2) _____
(3) _____

Zn(OH)₂: (1) _____
(2) _____
(3) _____

NH₄OH: (1) _____
(2) _____
(3) _____

RbOH: (1) _____
(2) _____
(3) _____

Sr(OH)₂: (1) _____
(2) _____
(3) _____

AgOH: (1) _____
(2) _____
(3) _____

Ca(OH)₂: (1) _____
(2) _____
(3) _____

CuOH: (1) _____
(2) _____
(3) _____

Pb(OH)₄: (1) _____
(2) _____
(3) _____

Al(OH)₃: (1) _____
(2) _____
(3) _____

KOH: (1) _____
(2) _____
(3) _____

5- Usando a convenção: (a) base forte e solúvel em água; (b) base forte e pouco solúvel em água; (c) base fraca e solúvel em água; (d) base fraca e praticamente insolúvel em água, pode-se classificar as seguintes bases.

- a) hidróxido cúprico _____
- b) hidróxido de rubídio _____
- c) hidróxido de magnésio _____
- d) hidróxido de amônio _____
- e) hidróxido de estanho II _____
- f) hidróxido de sódio _____

6- Para cada cátion abaixo dado faça a fórmula e escreva o nome do hidróxido obtido na combinação.

- a) Li⁺
- b) Cu⁺
- c) Cu²⁺
- d) Ni²⁺
- e) Mg²⁺
- f) Cr³⁺
- g) Ni³⁺
- h) Mn⁴⁺
- i) Au³⁺
- j) Sn⁴⁺

Capítulo 8 - Óxidos



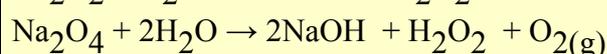
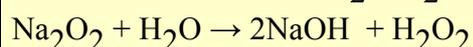
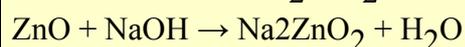
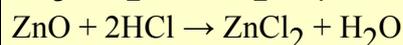
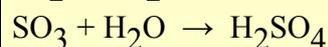
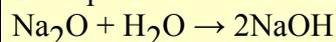
Óxidos, na natureza cíclica do Universo, são o fim ou início?

Óxidos

Conceito

Óxidos são compostos binários formados pelo Oxigênio e outro elemento químico, onde o Oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

Exemplos:



OBS: Os compostos OF_2 (fluoreto de oxigênio), O_2F_2 (difluoreto de dioxiênio) não são óxidos, pois o Flúor é mais eletronegativo que o Oxigênio.

O termo óxido, tem origem na palavra Grega *oxýs*, e significa azedo. Sob o ponto de vista químico, é a designação genérica de combinações binárias do oxigênio com outro elemento.

Classificação

- *Óxidos Ácidos ou anidridos*; São óxidos de não-metais (exceto NO , N_2O , SiO_2 , H_2O e CO) ou de metais com NO_x elevado. (+5, +6 ou +7)

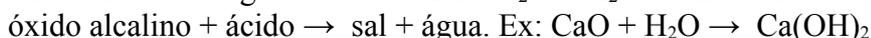
Reações características



Ex.: Cl_2O , Cl_2O_7 , CO_2 , CrO_3 , I_2O_5 , MnO_3 , Mn_2O_7 , N_2O_3 , N_2O_5 , SO_2 , SO_3 , SiO_2 , P_2O_3 , P_2O_5

- *Óxidos Básicos*; São óxidos de metais com NO_x baixo (+1 ou +2), Grupos 1 e 2. Obs: o ZnO possui NO_x +2, mas ele é considerado um óxido anfótero.

Reações características



Ex.: Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , MgO , CaO , SrO , BaO , RaO , Cu_2O , CuO , Hg_2O , HgO , Ag_2O , FeO , NiO , CoO , MnO

- *Óxidos Anfóteros ou anfipróticos*; Óxidos de metais de NO_x +3 ou +4, mais o ZnO , que possui NO_x +2.

Reações características



Ex.: Al_2O_3 , As_2O_3 , As_2O_5 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , MnO_2 , PbO , PbO_2 , Sb_2O_3 , Sb_2O_5 , SnO , SnO_2 , ZnO

- *Óxidos Neutros*; Os únicos óxidos neutros que existem são o NO, N₂O, SiO₂, H₂O e CO (memorize). Estes óxidos não reagem com a água, nem com os ácidos, nem com as bases.
- *Óxidos mistos, duplos ou salinos*; São óxidos que se comportam como se fossem o resultado da mistura de dois outros óxidos do mesmo elemento químico. Estes óxidos são metálicos, sólidos e de estrutura iônica. Possuem uma fórmula geral M₃O₄, onde M é um metal. Reagem como se fossem mistura de dois óxidos.

Reações características

óxido salino + ácido → sal(1) + sal(2) + água. Ex: Fe₃O₄ + 8HCl → 2FeCl₃ + FeCl₂ + 4H₂O

Ex.: Fe₃O₄, Pb₃O₄, Mn₃O₄,

- *Peróxidos*; São óxidos que reagem com água ou ácidos diluídos produzindo H₂O₂. Nos peróxidos, o NO_x do Oxigênio vale -1. O H₂O₂ é um líquido molecular. Os demais peróxidos são sólidos iônicos contendo o ânion O₂⁻².

Reações características

peróxido + água → álcali + H₂O₂. Ex: Na₂O₂ + H₂O → 2NaOH + H₂O₂

peróxido + ácido → sal + H₂O₂. Ex: Na₂O₂ + H₂SO₄ → Na₂SO₄ + H₂O₂

Ex.: Li₂O₂, Na₂O₂, K₂O₂, Rb₂O₂, Cs₂O₂, MgO₂, CaO₂, SrO₂, BaO₂, RaO₂, Ag₂O₂, H₂O₂

- *Superóxidos ou polióxidos*; São formados por metais alcalinos e alcalinos-terrosos, mais frequentemente com K, Cs e Rb. São sólidos iônicos e possuem oxigênio com NO_x = - 1/2.

Ex.: KO₂, RbO₂, Na₂O₄, Li₂O₄, CaO₄, MgO₄

Nomenclatura

Existem várias maneiras de nomearmos os óxidos. Estudaremos aqui duas dessas maneiras.

1- Nomenclatura Geral (aplicada para todos os óxidos)

Considerando um óxido genérico do tipo E_xO_y, onde *x* é o índice do elemento ligado ao oxigênio e *y* é o número de oxigênios na fórmula. Podemos dar um nome para esse óxido utilizando o seguinte esquema:

prefixo + óxido de + prefixo + nome do elemento ligado ao oxigênio

Prefixos:

1 → mon (é omitido quando se refere ao elemento ligado ao oxigênio)

2 → di

3 → tri

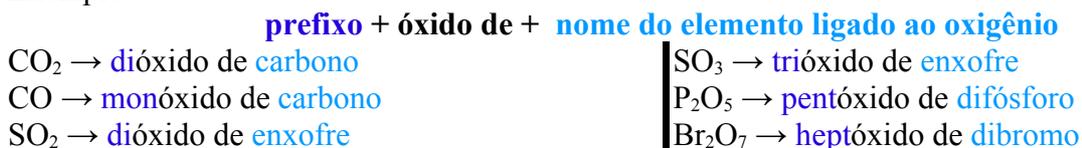
4 → tetr

5 → pent

6 → hexa

7 → hept

Exemplos:

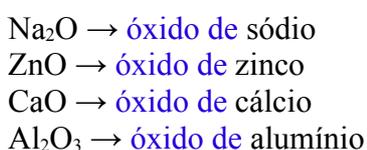


2- Nomenclatura para óxidos de metais

Para óxidos de metais com um único NO_x (metais alcalinos, alcalinos-terrosos, Zinco, Prata e Alumínio), pode-se dar o nome para eles pela seguinte regra:

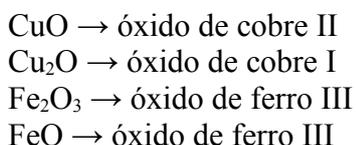
Óxido de + nome do metal

Exemplos:



Para óxidos de metais com No_x variável (os demais óxidos), acrescenta-se o número de oxidação do metal em algarismos romanos.

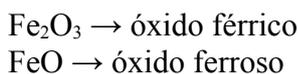
Exemplos:



Essa nomenclatura, na qual se utiliza os algarismos romanos para se expressar o NO_x do metal, é conhecida como Sistema Stock. O nome desse sistema foi dado em homenagem ao químico alemão Alfred Stock (1876-1946).

Também pode ser utilizada a nomenclatura que emprega as terminações ico e oso para os óxidos de mais elevado e mais baixo no_x do metal, respectivamente. Essa nomenclatura, no entanto, obriga o aluno a conhecer os números de oxidação possíveis para cada metal.

Exemplos:



Exercícios

1- Faça a fórmula e escreva o nome dos óxidos abaixo. Para os elementos com Nox variável, utilize a terminação com números romanos.

a) $Al^{3+}O^{2-}$ _____

b) $Be^{2+}O^{2-}$ _____

c) $Ag^{+}O^{2-}$ _____

d) $Au^{3+}O^{2-}$ _____

e) $Cr^{3+}O^{2-}$ _____

f) $Mn^{4+}O^{2-}$ _____

2- Escreva a fórmula dos óxidos abaixo:

a) Óxido de cobalto II _____

b) Óxido de níquel II _____

c) Óxido de níquel III _____

d) Óxido de zinco _____

e) Óxido de chumbo IV _____

f) Óxido de cobre I _____

g) Óxido de sódio _____

h) Óxido de cálcio _____

i) Óxido de potássio _____

j) Óxido de bário _____

k) Óxido de alumínio _____

l) Óxido de prata _____

m) Óxido ferroso _____

n) Óxido de lítio _____

o) Óxido de magnésio _____

p) Óxido de cromo III _____

q) Óxido de manganês VII _____

r) Tetróxido de dinitrogênio _____

s) Trióxido de enxofre _____

t) Monóxido de dicloro _____

u) Dióxido de carbono _____

v) Dióxido de silício _____

x) Monóxido de nitrogênio _____

y) Óxido cobaltoso _____

w) Óxido de estrôncio _____

z) Óxido de rádio _____

3- Escreva o nome dos óxidos abaixo. Para os elementos com NOx variável, utilizar tanto a nomenclatura com números romanos, como as terminações ICO e OSO.

a) CoO _____

b) Co_2O_3 _____

c) MnO _____

d) MnO_2 _____

e) Fe_2O_3 _____

f) FeO _____

g) SO_2 _____

h) SO_3 _____

i) P_2O_3 _____

j) N_2O_4 _____

k) Sb_2O_5 _____

l) Li_2O _____

m) SrO _____

n) Al_2O_3 _____

o) SnO _____

p) SnO_2 _____

q) PbO _____

r) PbO_2 _____

s) N_2O_3 _____

t) N_2O_5 _____

u) MnO_3 _____

v) NO_2 _____

x) Cl_2O_7 _____

y) ClO_2 _____

w) Br_2O _____

z) I_2O_4 _____

4- Escreva a fórmula e o nome de todos os óxidos dos metais alcalinos e alcalino-terrosos.

- a) _____
- b) _____
- c) _____
- d) _____
- e) _____
- f) _____
- g) _____
- h) _____
- i) _____
- j) _____
- k) _____
- l) _____

5- Qual a diferença entre um óxido e um peróxido? E entre um óxido e um superóxido?

6- Escreva a fórmula molecular e estrutural do peróxido de hidrogênio. Qual o nome usual pelo qual a sua solução aquosa é conhecida?

7- Escreva as fórmulas de:

- a) peróxido de potássio _____
- b) peróxido de bário _____
- c) peróxido de magnésio _____
- d) peróxido de lítio _____
- e) peróxido de cálcio _____

8- Nomeie os compostos abaixo

- a) K_2O_2 _____
- b) BaO_2 _____
- c) RbO_2 _____
- d) K_2O _____
- e) Na_2O_2 _____

9- Exercícios de fixação

- Óxido é um composto formado por _____ elementos, dos quais um é obrigatoriamente o _____, que deve ser o elemento mais _____.
 - Um óxido básico, ao reagir com a água, produz uma _____; ao reagir com um ácido, produz _____.
 - Os óxidos básicos são formados, em geral, por _____ com números de oxidação _____.
- 1) Um anidrido, ao reagir com água, produz um _____; ao reagir com uma base, produz _____ e _____.
- 1) Os óxidos ácidos são formados, em geral, por _____, ou por _____ com números de oxidação _____.

- 2) Os óxidos anfóteros podem ser considerados como intermediários entre os óxidos _____ e os óxidos _____.
- 3) Os óxidos neutros não reagem nem com _____, nem com _____, nem com _____.
- 4) Óxidos duplos se comportam como reunião de dois _____ de um mesmo _____.
- 5) Os _____ peróxidos, reagindo com _____ ou com _____ diluídos, produzem _____. Em condições idênticas, os superóxidos produzem _____, além de água oxigenada.

Capítulo 9 - Sais de Arrhenius



O Sal (NaCl) é um dos produtos químicos mais antigos e valorizados pelo homem.
Nos dias de hoje existe o Sal Light, com 50% a menos de Sódio,
isto poderia ser equivalente à gasolina light, com 50% a mais de álcool.
(se não é gasolina, não é.....)

Sais de Arrhenius

Conceito

Sal é todo composto que em água se dissocia liberando um cátion diferente de H^+ e um ânion diferente de OH^- .

A reação de um ácido com uma base recebe o nome de neutralização ou salificação.

Classificação

Os sais podem ser classificados em 4 diferentes grupos, segundo a sua natureza:

- **Sais normais** (antigamente denominado sal neutro); são provenientes da neutralização total de um ácido ou de uma base. Na sua fórmula não aparece H^+ nem OH^- .

Exemplos: $NaCl$ - cloreto de sódio
 K_2CO_3 - carbonato de potássio
 $CuCl_2$ - cloreto de cobre II

- **Hidrogenossal** (antigamente denominado sal ácido); são sais provenientes da neutralização parcial de um ácido. Estes sais apresentam dois íons, sendo um deles composto pelo íon H^+ (hidrogênio ionizável) e somente um ânion.

Exemplos: $NaHSO_4$ - monohidrogenossulfato de sódio
 NaH_2PO_4 - dihidrogenofosfato de sódio

- **Hidróxissal** (antigamente denominado sal básico); são sais provenientes da neutralização parcial de uma base. Estes sais apresentam dois íons, sendo um deles formado pelo íon OH^- e somente um cátion.

Exemplos: $Ca(OH)NO_3$ - nitrato monobásico de cálcio
 $Al(OH)Cl_2$ - cloreto monobásico de alumínio
 $Al(OH)_2Cl$ - cloreto dibásico de alumínio

- **Sais duplos ou mistos**; são sais que apresentam dois cátions diferentes (exceto o hidrogênio ionizável H^+) ou dois ânions diferentes (exceto a hidroxila OH^-).

Os sais também são classificados quanto à presença de água, presença de Oxigênio e quanto ao número de elementos:

- **Quanto à presença de água;**
 - Hidratados: $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$, $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$
 - Anidros: $NaCl$, KCl , $CaSO_4$

- **Quanto à presença Oxigênio;**
 - Oxissais : KNO_3 , CaCO_3 , CaSO_4
- **Quanto ao número de elementos;**
 - Binários: CaCl_2 , KBr , NaCl
 - Ternários: CaSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 - Quaternários: NaCNO , $\text{Na}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$

Nomenclatura

Para sais normais utiliza-se a seguinte regra:

NOME DO SAL = nome do ânion + de + nome do cátion

O nome do ânion é proveniente do ácido que originou o sal.

Para nomearmos o ânion, utilizaremos a seguinte tabela:

Nome do ácido				Nome do ânion		
	elemento	ídrico	TROCA		elemento	eto
hipo	elemento	oso	TROCA	hipo	elemento	ito
	elemento	oso	TROCA		elemento	ito
	elemento	ico	TROCA		elemento	ato
per	elemento	ico	TROCA	per	elemento	ato

Exemplos:

H_2SO_4 ácido sulfúrico, ânion SO_4^{-2} sulfato

HCl ácido clorídrico, ânion Cl^- cloreto

HClO_4 ácido perclórico, ânion ClO_4^- perclorato

O nome do cátion é proveniente da base que originou o sal.

Exemplos:

NaOH hidróxido de sódio, cátion Na^+ sódio

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ hidróxido de ferro III, cátion Fe^{3+} ferro III

NH_4OH hidróxido de amônio, cátion NH_4^+ amônio

Agora que já sabemos nomear os cátions e ânions, podemos usar a regra aprendida inicialmente para nomear os sais. Exemplos:

NaCl cloreto de sódio.

Na_2CO_3 carbonato de sódio.

FeCl_3 cloreto de ferro III ou cloreto férrico.

KClO_4 perclorato de potássio.

AgNO_3 nitrato de prata.

Na_2SO_3 sulfito de sódio.

Para os hidrogenossais, valem as regras estudadas para os sais normais, acrescentando-se no início do nome (mono, di ou tri) hidrogeno.

Exemplos:

Na_2HPO_4 monohidrogenofosfato de sódio.

NaH_2PO_4 dihidrogenofosfato de sódio.

NaHCO_3 (mono)idrogenocarbonato de sódio ou bicarbonato de sódio.

No caso dos hidroxissais, acrescenta-se hidroxí no início do nome em vez de hidrogeno.

Exemplos:

Ca(OH)Br hidroxibrometo de cálcio.

$\text{Al(OH)}_2\text{NO}_3$ dihidroxinitrato de alumínio.

Exercícios

1- Faça a combinação de todos os cátions com todos os ânions apresentados nas tabelas abaixo e escreva o nome dos sais formados. Dica: Ao terminar este exercício você deverá que ter obtido 121 fórmulas.

CÁTIONS	ÂNIONS
Na ⁺ - sódio	CO ₃ ²⁻ - carbonato
K ⁺ - potássio	SO ₄ ²⁻ - sulfato
Ag ⁺ - prata	SO ₃ ²⁻ - sulfito
Cu ⁺ - cobre I	NO ₃ ⁻ - nitrato
Cu ²⁺ - cobre II	NO ₂ ⁻ - nitrito
Fe ³⁺ - ferro II	PO ₄ ³⁻ - fosfato
Fe ³⁺ - ferro III	P ₂ O ₇ ⁴⁻ - pirofosfato
Pb ²⁺ - chumbo II	IO ₄ ⁻ - periodato
Pb ⁴⁺ - chumbo IV	IO ₃ ⁻ - iodato
Ni ²⁺ - níquel II	CrO ₄ ²⁻ - cromato
Ni ³⁺ - níquel III	Cr ₂ O ₇ ²⁻ - dicromato

2- Escreva a equação de dissociação para cada sal, seu nome e o nome de cada íon formado.

- a) NaCl _____
b) Ba₃(PO₄)₂ _____
c) Al₂(SO₄)₃ _____
d) Sn₃(PO₄)₄ _____

3- Escreva o nome dos compostos abaixo

- a) AgNO₃ _____
b) KCl _____
c) NaBr _____
d) (NH₄)₂S _____
e) KI _____
f) Na₂SO₃ _____
g) CaSO₄ _____
h) Na₂SO₃ _____
i) K₃PO₄ _____
j) NaNO₃ _____
k) Ca(NO₂)₂ _____
l) MgCO₃ _____
m) KBrO₃ _____
n) CuSO₄ _____
o) FeS _____
p) Fe₂(SO₄)₃ _____
q) Sr(CN)₂ _____
r) Na₂Cr₂O₇ _____
s) Al₂(CO₃)₃ _____
t) Zn₃(PO₄)₂ _____
u) NH₄IO₃ _____
v) FeSiO₃ _____
x) Hg₃[Fe(CN)₆]₂ _____
y) Pt(SO₄)₂ _____
w) CuCl _____
z) Fe₄(P₂O₇)₃ _____

4- Escreva a fórmula dos seguintes compostos:

- a) carbonato ferroso _____
- b) sulfato de cromo III _____
- c) nitrato de níquel II _____
- d) sulfato de chumbo IV _____
- e) nitrito de potássio _____
- f) cloreto estanoso _____
- g) cloreto férrico _____
- h) periodato de cádmio _____
- i) cromato de bismuto _____

- j) ortossilicato de potássio _____
- k) hipiodito de magnésio _____
- l) ferrocianeto de amônio _____
- m) cloreto cúprico _____
- n) borato ferroso _____
- o) fosfito mercúrico _____
- p) piroarseniato estânico _____
- q) ortofosfato áurico _____

5- (U.E.Londrina-PR) Considere as seguintes soluções aquosas:

Solução	Cor
CuSO ₄	Azul
KNO ₃	Incolor
Na ₂ SO ₄	Incolor
K ₂ CrO ₄	Amarela

6- A partir dessa tabela, é possível concluir que os íons responsáveis pelas cores azul e amarela são:

- a) Cu²⁺ e SO₄²⁻
- b) K⁺ e CrO₄²⁻
- c) K⁺ e SO₄²⁻
- d) Na⁺ e NO₃⁻
- e) Cu²⁺ e CrO₄²⁻

Resumão de Ácidos, Álcalis, Óxidos e Sais

ÁCIDOS

Característica: contêm o elemento H como primeiro elemento na nomenclatura. Ex: HCl, H₂SO₄.

Nomenclatura

Coluna 17

+1 hipo.....oso

+3oso

+5ico

+7 perico

Outro grupo

Se NO_x = número do grupo → **ICO** (quando tem o mesmo número da coluna)

Se NO_x = número do grupo -2 → **OSO** (quando não é o mesmo número da coluna)

Ácido *nome do elemento* + **ICO** ou **OSO**

Quando não existir o elemento Oxigênio (O) na molécula, o ácido tem sempre a terminação **IDRICO**. Ex; HCl = ácido clorídrico.

ÁLCALIS

Característica: contêm um metal ligado a uma hidroxila (OH⁻).

Nomenclatura

Hidróxido de *nome do metal* + número de hidroxilas, quando este for diferente do NO_x.

Ex: Ca(OH)₂ = Hidróxido de cálcio,

OXIDOS

Característica: Compostos binários em que o segundo elemento é o Oxigênio (O).

Nomenclatura

1- Óxidos iônicos (da tabela de NO_x fixos):

Óxido de *nome do elemento*

2- Metal de NO_x variado:

Óxido de *nome do elemento* + NO_x do metal em algarismos romanos.

3- Não-metais:

Prefixo (Mono, di, tri..)óxido de Prefixo (Mono, di, tri..)nome do elemento.

Ex:

Na₂O → Óxido de sódio

Fe₂O₃ → Óxido de Ferro III

CO₂ → Dióxido de Carbono

SAIS

Tabela para nomenclatura de SAIS						
Coluna					ácido	sal
13	14	15	16	17	Per...ico.....ato	
-	-	-	-	+7	ico.....ato	
+3	+4	+5	+6	+5	oso.....ito	
+1	+2	+3	+4	+3	hipo..oso.....ito	
-	-	-	-	+1		

Capítulo 10 – Reações químicas



A simples chama de uma vela contém propriedades fascinantes

Reações químicas



Curso de Balanceamento de Equações Químicas
Contato com www.empresa.tchequimica.com

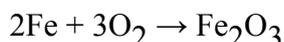
Venha se divertir conosco! Faça nosso curso de Balanceamento de Equações Químicas.

10.1 - Equações químicas

As equações químicas são regidas pela Lei da conservação da massa; todas as demais propriedades físicas podem variar, porém a massa se mantém a mesma antes e após a reação. Esta Lei vale para todas as reações químicas, com exceção das reações nucleares, pois, nestas reações, uma parcela da massa é convertida em energia, segundo a equação $E = m.c^2$.

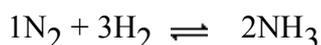
As equações químicas são representações gráficas de reações químicas do ponto de vista qualitativo e quantitativo, através da utilização de fórmulas químicas. Como estas representações derivam do trabalho de Berzelius, os símbolos químicos também apresentam um resultado quantitativo; desta forma, quando escrevemos Ouro como Au, também indicamos 197g deste elemento, e não apenas o elemento em si.

A equação,



significa que seis moléculas de Oxigênio estão reagindo com duas moléculas de Ferro para formar Óxido de Ferro III. Isto também quer dizer que 96g de Oxigênio (16×6) se combinam com 111,6g de Ferro ($55,8 \times 2$) para formar 207,6g de Óxido de Ferro III.

Nas equações químicas também é costume colocar uma flecha com duplo sentido indicando um equilíbrio dinâmico, onde um certo número de moléculas segue um certo rumo da flecha, enquanto um número proporcional ruma para o lado oposto; isto implica que a reação atingiu o equilíbrio e não que ela tenha acabado. A flecha dupla também serve para informar que uma reação é reversível.



10.2 - Balanceamento de Reações Químicas

Concordando que as equações químicas servem para descrever genericamente o que ocorre em uma reação química, elas não são apresentadas balanceadas porque os coeficientes da equação indicam quanta matéria participou da reação, e isto varia de reação para reação. O balanceamento em termos simples serve para informar quanto produto se forma após uma certa quantidade de reagente ter reagido.

O balanceamento das equações químicas precisa ser feito antes que a equação possa ser utilizada de forma a ser quimicamente representativa de uma reação qualquer.

Todos os cálculos químicos precisam ser feitos com equações balanceadas.

Uma equação química balanceada apresenta números iguais de cada átomo para cada lado da equação.

A Lei da conservação da Massa é a razão do balanceamento de equações químicas. Esta Lei foi formulada por Antoine Laurent Lavoisier, esta descrita no *Traité élémentaire de Chimie*, publicado em 1789, disponível no idioma original na *Bibliothèque Nationale de France*.

A forma resumida de descrever a Lei da conservação da Massa é a seguinte:

“Em uma reação química ordinária a matéria não é nem criada nem destruída”

Conseqüentemente, é preciso que, ao concluir uma reação química, exista o mesmo número de átomos de cada elemento de quando a reação se iniciou.

10.2.1 -Método de balanceamento por tentativas ou direto

Este modelo de balanceamento se mostra muito útil para as equações químicas simples, baseando-se nas seguintes regras práticas:

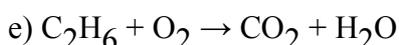
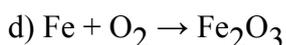
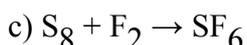
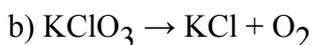
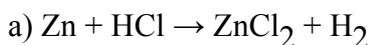
1ª – Selecionar os elementos (ou radicais) que apareçam apenas uma vez no primeiro e segundo membros da equação química;

2º - Caso vários elementos (ou radicais) satisfaçam a condição anterior, deve-se optar por aquele que possui os índices maiores;

3º – Após a seleção do elemento (ou radical), inverter os seus índices do primeiro para o segundo membro da equação e vice-versa, utilizando agora estes índices como coeficientes (escreva inclusive o coeficiente 1, apenas para lembrar que aquela parcela já foi ajustada);

4º - Com a inversão feita, use os dois coeficientes para acertar os demais.

Exemplos



10.2.2 -Método de balanceamento de equações de oxido-redução

O modelo de balanceamento de equações pelo método de oxidação-redução não é intelectualmente muito mais desafiador do que o modelo de balanceamento pelo método das tentativas. Este modelo pode, inclusive, ser considerado um modelo de tentativas mais elaborado.

Regras práticas para balanceamento de equações redox

1º – Determinar o número de oxidação dos elementos envolvidos na reação para facilitar os cálculos.

2º - Calcular o total de elétrons perdidos de recebidos pelos elementos que sofrem oxidação e redução. Isto é feito multiplicando a variação do NOX pela maior atomicidade com que o elemento aparece na equação.

3º - O total de elétrons perdidos será invertido com total de elétrons recebidos, isto é, o coeficiente do elemento que sofre oxidação será o total de elétrons recebidos, e o coeficiente de elemento que sofre redução será, respectivamente, o total de elétrons perdidos.

4º - Escolha do membro da equação em que o total de elétrons perdidos ou recebidos (coeficientes da equação) será colocado.

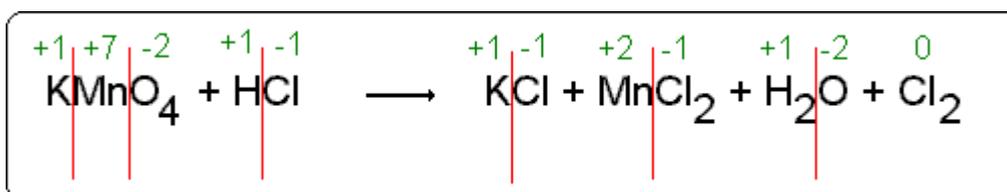
Os coeficientes invertidos, adquiridos da informação vinda do total de elétrons ganhos ou perdidos, devem ser colocados ao lado do elemento cujo NOX não se repete na equação, não importa o membro em que o elemento se encontre.

5º - Após determinar os coeficientes iniciais, o ajuste final é feito por tentativas.

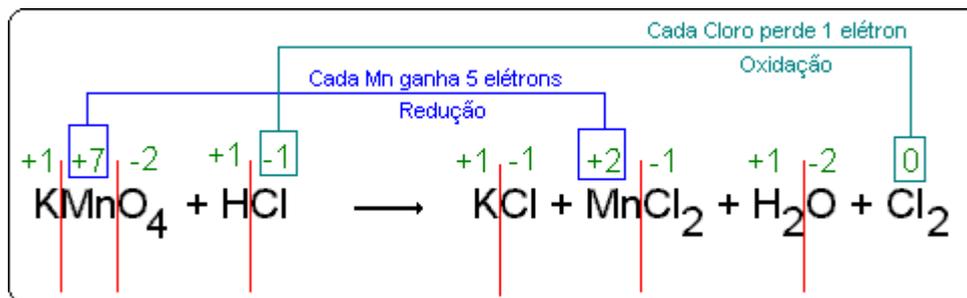
Exemplo



1º – *Determinar o número de oxidação dos elementos envolvidos na reação para facilitar os cálculos.*



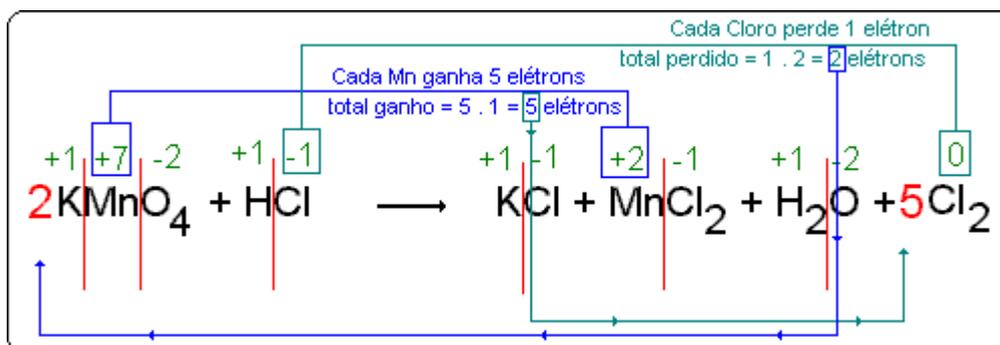
2º - Calcular o total de elétrons perdidos de recebidos pelos elementos que sofrem oxidação e redução. Isto é feito multiplicando a variação do NOX pela maior atomicidade com que o elemento aparece na equação.



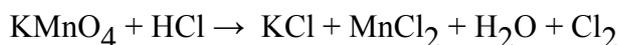
Temos então que:

- **Cl** perdeu 1 elétron (oxidação); porém, como são 2 átomos de Cloro, o total de elétrons perdido é 2.
- **Mn** recebe 5 elétrons (redução); como existe apenas 1 átomo de Manganês, não há multiplicação alguma, pois a maior atomicidade do Mn já é 1.

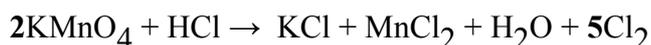
3º e 4º – Fazer o ajuste inicial dos coeficientes utilizando a regra 3. Devemos colocar o coeficiente sempre ao lado dos elementos que apresentaram variação no NOX.



Com esta primeira “etapa” do balanceamento a equação já passou de:



Para:



Você notou que o coeficiente 5 foi colocado ao lado do Cl_2 e não ao lado do MnCl_2 ? Isto ocorreu porque, no caso do MnCl_2 , o NOX se manteve o mesmo e a regra é clara ao impor que o coeficiente DEVE ser colocado ao lado do elemento que teve variação no NOX.

5º – Agora basta finalizar o ajuste por tentativas. E teremos como resultado final a seguinte equação balanceada:



Você notou que com este método são fornecidas pistas para o balanceamento final da equação?

10.2.3 - Método algébrico de balanceamento das equações químicas

O modelo algébrico de balanceamento de equações químicas segue regras matemáticas para balancear QUALQUER reação química. Todavia, é um método muito trabalhoso, que pode ser evitado quando possível.

1ª - considerar os coeficientes da equação química como incógnitas algébricas;

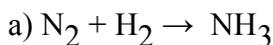
2ª - escrever uma equação algébrica para cada um dos elementos químicos, traduzindo a igualdade que deve haver entre o número total de átomos desse elemento no primeiro e no segundo membros da equação química;

3ª - resolver o sistema algébrico assim obtido.

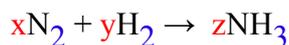
Devemos, porém, observar que o sistema algébrico assim obtido será sempre indeterminado e terá sempre grau de determinação igual a um (isto é, o sistema terá sempre uma, e somente uma, incógnita a mais que o número de equações algébricas independentes). Por este motivo, somos sempre obrigados a atribuir um valor arbitrário a uma e somente uma das incógnitas (ou seja, dos coeficientes da equação química). Devemos salientar que isto deve e pode ser feito porque os coeficientes de uma equação química não são números fixos, mas apenas números que obedecem a uma proporção fixa.

4ª – Substituir o valor das incógnitas nas equações iniciais.

Exemplos:



1ª – Atribuir incógnitas algébricas aos coeficientes da equação



2ª - Escrever uma equação algébrica para cada um dos elementos químicos, traduzindo a igualdade que deve haver entre o número total de átomos desse elemento no primeiro e no segundo membros da equação química

Para o Nitrogênio: $2x = z$

Para o Hidrogênio: $2y = 3z$

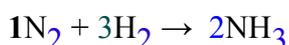
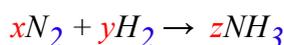
3ª - Fica claro, neste ponto, que este é um sistema indeterminado, pois é formado por duas equações com três incógnitas. Este sistema não pode ser resolvido, a menos que seja atribuído um valor arbitrário a uma das variáveis; desta forma, será arbitrado o valor **1** para a variável **x**. Assim teremos o seguinte resultado:

x = 1, substituindo o valor de x na equação do Nitrogênio, temos:

2.1 = z, isto implica que, **z = 2**. Ao se substituir o valor de **z** na equação do Hidrogênio, temos:

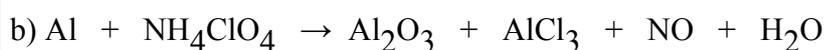
$$2y = 3.2 \rightarrow y = 6/2 \rightarrow y = 3$$

4ª - Substituindo os valores das incógnitas na equação temos:

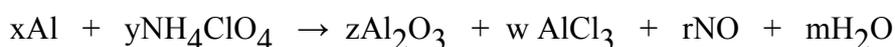


ou simplesmente, $1N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

Agora que tal tentarmos alguma coisa um pouco mais elaborada e sem o auxílio do sistema de cores? Então veja a seguinte equação:



1ª -



2ª -

Para o Alumínio: $x = 2z + w$

Para o Nitrogênio: $y = r$

Para o Hidrogênio: $4y = 2m$

Para o Cloro: $y = 3w$

Para o Oxigênio: $4y = 3z + r + m$

3ª - Resolvendo o sistema, vamos escolher $y = 1$. Se $y = 1$, temos: (os números de 1 à 5 indicam apenas a ordem em que as incógnitas foram substituídas nas equações - é só uma sugestão)

5- Para o Alumínio: $x = 2z + w \rightarrow x = 2.(1/3) + 1/3 \rightarrow x = 1$

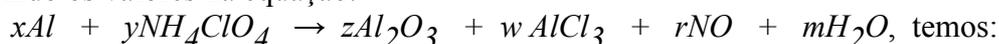
1- Para o Nitrogênio: $y = r \rightarrow r = 1$

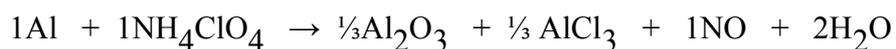
2- Para o Hidrogênio: $4y = 2m \rightarrow m = 4/2 \rightarrow m = 2$

3- Para o Cloro: $y = 3w \rightarrow w = 1/3$

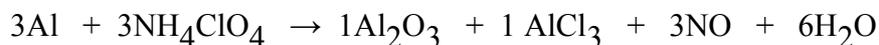
4- Para o Oxigênio: $4y = 3z + r + m \rightarrow 4 = 3z + 1 + 2 \rightarrow z = 1/3$

4ª - Substituindo os valores na equação:





Note que é possível eliminar as frações dos coeficientes, basta para tanto multiplicar tudo por 3, e então finalmente temos:

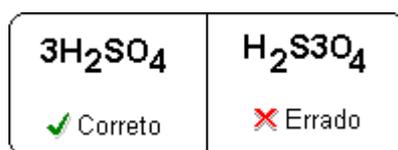


Que é a resposta final!

Sugestões para o balanceamento de equações:

Ao balancear as equações químicas, existem diversos fatores que precisam ser levados em consideração:

1. Você só pode colocar números como índices na frente das moléculas, nunca no meio da molécula alterando a composição do composto



2. Faça o balanceamento de moléculas grandes e com muitos átomos primeiro. Adicionar índices à frente destas moléculas pode bagunçar o ajuste de outras; por isto utilize as moléculas menores para realizar ajustes finos.

3. Se você não quiser manter números fracionários como índices, você poderá multiplicar toda a equação por um mesmo valor, de forma a neutralizar a fração.



4. Deixe as moléculas que representam elementos puros por último; assim, quando você balancear estas moléculas não irá causar o desajuste de outras moléculas já balanceadas.

Hora da diversão! Faça o balanceamento das equações químicas a seguir.

1. $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{S}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
3. $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$
4. $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
5. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
6. $\text{C}_{10}\text{H}_{16} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C} + \text{HCl}$
7. $\text{Si}_2\text{H}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
9. $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
11. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{K} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBr}$
13. $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
14. $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
15. $\text{C}_7\text{H}_{16} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{SiO}_2 + \text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + \text{H}_2\text{O}$
17. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
18. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl}$
19. $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
20. $\text{Sb} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Sb}_4\text{O}_6$
21. $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
22. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
23. $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_3\text{PO}_4$
24. $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{S}_8 + \text{HCl}$
25. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$
26. $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
27. $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$
28. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2$
29. $\text{SiCl}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4 + \text{HCl}$
30. $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
31. $\text{CO}_2 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{OC}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$
32. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
33. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_3$
34. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
35. $\text{Al} + \text{FeO} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$
36. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
37. $\text{P}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$

38. $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH}$
39. $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
40. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{O}_2$
41. $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$
42. $\text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$
43. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{CaSO}_4$
44. $\text{FeCl}_3 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$
45. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{SiO}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} + \text{CaSiO}_3$
46. $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$
47. $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$
48. $\text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{H}_4\text{B}_6\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O}$
49. $\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$
50. $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$
51. $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH}$
52. $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2$

10.3 - [Leis das reações químicas \(Lavoisier e Proust\)](#) (Capítulo 1.4.1, página 15)

10.4 - Cálculo estequiométrico

A palavra estequiometria tem origem nas palavras Gregas *stoikheion* (elemento) e *metriã* (medida). Compreendendo a etimologia da palavra fica claro que a estequiometria é um estudo das medidas dos elementos, ou seja, da fração que cada elemento participa em uma reação química.

O cálculo estequiométrico se baseia na condição da invariabilidade dos pesos atômicos dos elementos químicos e dos pesos moleculares dos compostos. Ao interpretar as reações químicas ponderalmente os símbolos químicos apresentam sentido relativo ao peso.

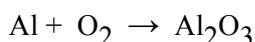
Existem basicamente 10 formas diferentes de se utilizar o cálculo estequiométrico, elas são utilizadas conforme são requeridas.

1- Relações Molares (Mol – Mol)

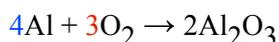
Os dados da questão e as incógnitas pedidas são expressas em termos de mols.

Exemplo: Quantos mols de O₂ reagem com 3,17 mols de Al?

1- Escrever a reação:



2- Balancear a equação:



3- Converter as unidades para mols, caso elas não tenham sido fornecidas assim.

4- Fazer os cálculos

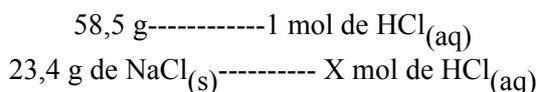
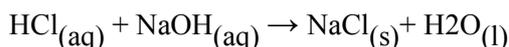


$$X = 2,38 \text{ mols de O}_2$$

2- Relações Mol - Massa

Os dados da questão são expressos em termos de mols (ou massa) e a incógnita é pedida em massa (ou quantidade em mols). Isto é facilmente resolvido aplicando-se um fator de conversão.

Exemplo: Quantos mols de ácido clorídrico são necessários para produzir 23,4 gramas de cloreto de sódio a partir da equação: (massas atômicas: Na = 23; Cl = 35,5)



$$X = \frac{23,4}{58,5}$$

$$X = \mathbf{0,4} \text{ mol de HCl}_{(\text{aq})}$$

3- Relações massa – massa

As informações da questão e as incógnitas pedidas são expressas em termos de massa.

Exemplo: Qual a massa de água, dada em gramas, produzida a partir de 8g de hidrogênio gás?

1. Escrever a equação da reação : $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
2. Ajustar seus coeficientes: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
3. Fazer os cálculos:

$$4\text{g} \rightarrow 36\text{g}$$

$$8\text{g} \rightarrow x$$

$$x = \frac{8 \cdot 36}{4}$$

$$4$$

$$X = 72\text{g}$$

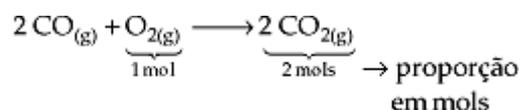
4- Relações Massa - Volume

Os dados da questão são expressos em termos de massa e a incógnita é pedida em termos de volume.

Caso o sistema não se encontre nas CNTP, deve-se calcular a quantidade em mols do gás e, a seguir, através da equação de estado, determinar o volume correspondente. Por exemplo:

Calcular o volume de CO_2 produzido numa temperatura de 27° e pressão de 1 atm, na reação de 16 g de oxigênio com monóxido de carbono. Dado: constante universal dos gases: $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Resolução



$$1 \cdot 32 \text{ g} \text{ ————— } 2 \text{ mols} \rightarrow \text{relação do problema}$$

$$16 \text{ g} \text{ ————— } n \rightarrow \text{dado e pergunta}$$

$$n = 1,0 \text{ mol}$$

Equação de estado: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$1 \cdot V = 1 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$V = 24,6 \text{ L}$$

5- Relações entre o número de moléculas (átomos) e massa, quantidade em mols ou volume

Os dados da questão são expressos em termos de número de moléculas ou número de átomos e a quantidade incógnita é pedida em massa, mols ou volume.

Exemplo: Quantas Moléculas de água são produzidas a partir de 16g de oxigênio gás?

1º - Escrever a equação da reação: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

2º - Ajustar seus coeficientes: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

3º - Fazer os cálculos:

$$\begin{array}{r} 32\text{g} \text{ ----- } 12,04 \times 10^{23} \\ 16\text{g} \text{ ----- } x \end{array}$$

$$X = \frac{16 \cdot 12,04 \times 10^{23}}{32}$$

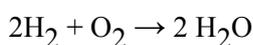
$$X = 6,02 \times 10^{23}$$

6- Problemas Envolvendo mais de uma Reação

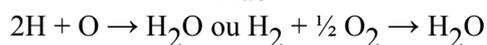
Problemas que envolvem mais de uma reação devem ter escritas e balanceadas todas as reações envolvidas no problema. Neste caso, nota-se que é possível efetuar a soma algébrica dessas reações, bastando, para isso, multiplicar ou dividir as reações a fim de cancelarmos as substâncias intermediárias e restar uma única reação.

7- Problemas Envolvendo a Lei de Gay-Lussac

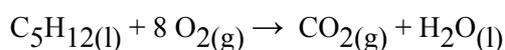
“Os volumes das substâncias gasosas participantes de uma reação química, estando nas mesmas condições de temperatura e pressão, guardam entre si uma relação constante entre os menores números inteiros possíveis”.



Não



Exemplo: Se 20,0 litros de CO_2 são produzidos durante a combustão do pentano, C_5H_{12} , quantos litros de O_2 estavam presentes no início da reação? (Volume molar de um gás nas CNTP 22,71 L/mol)

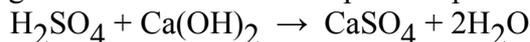


8- Problemas Envolvendo Reagentes em Excesso ou Reagente Limitante

Quando são fornecidas quantidades (massa, volume, mols, etc.) de dois reagentes, devemos verificar se existe excesso de algum reagente.

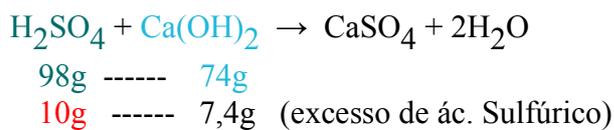
As quantidades de substâncias que participam da reação química são sempre proporcionais aos coeficientes da equação. Se a quantidade dos reagentes estiver fora da proporção indicada pelos coeficientes da equação, reagirá somente a parcela que se encontra de acordo com as proporções. A parte que estiver em excessos não reage e é considerada excesso.

Exemplo: (PUCSP/96) - 10,00g de ácido sulfúrico são adicionados a 7,40g de hidróxido de cálcio. Sabe-se que um dos reagentes está em excesso. Após completar a reação, restarão:



- a) 0,02g de H_2SO_4
- b) 0,20g de H_2SO_4
- c) 0,26g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- d) 2,00g de H_2SO_4
- e) 2,00g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Parte 1 – Encontrar o reagentes em excesso limitante



O reagente detectado em excesso não pode ser levado em conta para o cálculo da massa pedida.

Parte 2 – Ajustar as proporções

$$\begin{array}{r} 98\text{g} \quad \text{-----} \quad 74\text{g} \\ 9,8\text{g} \quad \text{-----} \quad 7,4\text{g} \\ \\ 10\text{g} - 9,8\text{g} = \mathbf{0,2\text{g}} \end{array}$$

9- Sistema em os Reagentes são substâncias impuras

Nesta situação é importante calcular a massa referente à parte pura, arbitrando que as impurezas não participam da reação.

O Grau de pureza (p), é o quociente entre a massa da substância pura e a massa total da amostra (substância impura).

$$p = \frac{\text{massa da substância pura}}{\text{massa total da amostra}}$$

Exemplo: (U.E. MARINGÁ/SP/96) - A decomposição térmica do CaCO_3 , se dá de acordo com a equação. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Quantas toneladas de óxido de cálcio serão produzidas através da decomposição de 100 toneladas de carbonato de cálcio com 90% de pureza? (Ca = 40; O = 16; C = 12)

- a) 40,0 t.
- b) 56,0 t.
- c) 62,2 t.
- d) 50,4 t.
- e) 90,0 t.

Parte 1 (calcular como se a pureza fosse 100%)

$$\begin{array}{r} 100\text{g} \text{ ----- } 56\text{g} \\ 100\text{ t} \text{ ----- } 56\text{ t} \end{array}$$

Parte 2 (Ajustar a pureza)

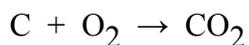
$$\begin{array}{r} 100\% \text{ ----- } 56\text{ t} \\ 90\% \text{ ----- } X\text{ t} \\ \mathbf{X=50,4\text{ t}} \end{array}$$

10- Sistemas envolvendo rendimentos das reações

Se uma reação química não gera as quantidades esperadas de produtos de acordo com a proporção da reação química, significa que o rendimento não foi total.

O rendimento de uma reação é o quociente entre a quantidade de produto realmente obtida e a quantidade esperada, de acordo com a proporção da equação química.

Exemplo: A combustão de 36g de grafite (C) provocou a formação de 118,8g de gás carbônico. Qual foi o rendimento da reação? (C = 12; O = 16)



$$\begin{array}{r} 12\text{g} \text{ ----- } 44\text{g} \\ 36\text{g} \text{ ----- } x \end{array}$$

$$X = \frac{36 \times 44}{12}$$

$$X = 132\text{ g}$$

132g se o rendimento tivesse sido de 100%, mas a reação produziu apenas 118,8 g. para calcular o rendimento da reação, temos que equacionar o projetado com o obtido.

$$\begin{array}{r} 132\text{g} \text{ ----- } 100\% \\ 118,8\text{g} \text{ ----- } X \end{array}$$

$$X = \frac{118,8 \times 100}{132}$$

$$\mathbf{X = 90,0\%}$$

10.5 - Resumo do cálculo estequiométrico

A estequiometria é o cálculo das quantidades de reagentes e/ou produtos das reações químicas, baseado nas Leis das Reações e executado com o auxílio das equações químicas correspondentes.

O cálculos estequiométrico segue geralmente as seguintes regras:

1. Escrever a equação química mencionada no problema.
2. Acertar os coeficientes dessa equação (lembrando que os coeficientes indicam a proporção em número de mols existentes entre os participantes da reação).
3. Estabelecer uma regra de três entre o dado e a pergunta do problema, obedecendo aos coeficientes da equação, e que poderá ser escrita em massa, ou em volume, ou em número de moles, etc., conforme as conveniências do problema.

10.6 -



Radioquímica: tornando a vida possível.

Radioquímica

A radioquímica é a fração da química responsável pelo estudo das aplicações de isótopos radioativos na química. Ao contrário do que acreditam as mentes estreitas, a radioquímica, assim como a química, traz inúmeros benefícios a nossa vida.

Sem a radioquímica não existiriam maneiras de detectar ossos quebrados sem recorrer a processos cirúrgicos; não existiriam os alimentos irradiados que se conservam por longos períodos de tempo; também não existiria a radioterapia que combate o câncer e, muito menos, as usinas nucleares, que fornecem energia elétrica aos nossos lares nos dando conforto.

A radioatividade é um fenômeno apresentado por nuclídeos que se decompõem de maneira espontânea ou artificial, provocando a emissão de radiações ou partículas subatômicas.

Radiação é uma denominação genérica dada à energia emitida na forma de ondas eletromagnéticas. Existem diversas formas de radiação sendo que a ordem crescente de seu comprimento de onda é: raios cósmicos, raios gama, raios-X, radiações ultravioleta, luz visível, radiações infravermelhas e as ondas hertzianas.

A palavra radioatividade deriva das palavras *rádio* + *atividade*, propriedade que corresponde à desintegração espontânea efetuada por átomos de certos elementos instáveis que se transformam em átomos de outro elemento, acompanhada de emissão de radiação.

11.1 - Tipos de radiações

As radiações citadas a seguir são um resumo das principais formas de radiações.

a) Raios cósmicos - são radiações com grande poder ionizante e de penetração; sua incidência aumenta com a altitude. Estima-se que, ao nível do mar, um volume comparável ao de uma cabeça humana receba cerca de 300 raios cósmicos por segundo.

b) Raios gama - são radiações eletromagnéticas (fótons) que acompanham as desintegrações radioativas; apresentam um grande poder de penetração e apresentam um comprimento de onda entre 0.0001nm e 0.1nm. Muito úteis na esterilização de alimentos.

c) Raios-X - são radiações eletromagnéticas com comprimento de onda entre 0,001 e 10nm descobertas em 1895 por Roentgen¹⁸. Com a fantástica propriedade de atravessar materiais de baixa densidade, como a carne, e de serem absorvidos por materiais de densidade elevada, como os ossos do corpo humano, que contêm cálcio (elemento mais denso), são amplamente utilizados para se obter radiografias.

Somente os raios que ultrapassam o corpo impressionam a chapa fotográfica posicionada para esta finalidade. Assim, os ossos criam uma imagem de sombras que torna possível sua visualização.

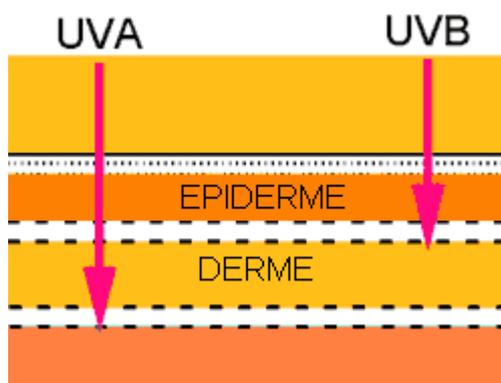
Ser invisível ao olho nu não significa ser indetectável. Os raios-X podem ser facilmente detectados por três formas distintas: ionização do ar e outros gases; enegrecimento de filmes fotográficos, do mesmo modo que a luz, e por fazerem alguns materiais fluorescer.

d) Radiações ultravioleta - ondas eletromagnéticas com comprimento de onda entre 100 e 400 nm. Estas radiações são subdivididas em:

- UVA 400nm - 320 nm. Os raios UVA apresentam um grande comprimento de onda e penetram profundamente na pele, causando envelhecimento precoce, enrugamento, uma série de alergias. A letra A vem do Inglês Ageing (envelhecimento). Estes raios são presentes durante todo o tempo em que a luz solar presente

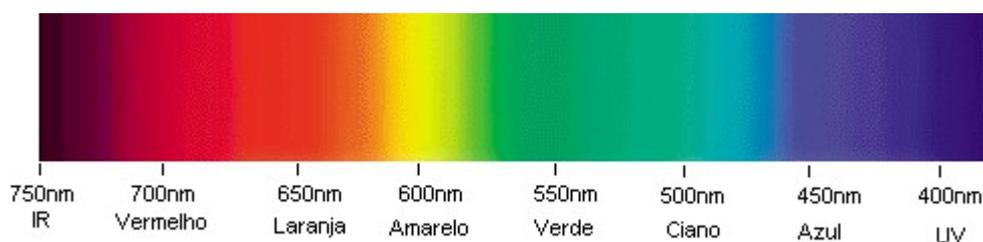
18 Wilhelm Conrad Roentgen (1845-1923). Físico Alemão.

- UVB 320nm - 290 nm. Estes raios são na sua maior parte absorvidos pela pele (epiderme e derme). Ativam a melanina, o pigmento da cor da pele. Todavia, a letra B de UVB não vem da ordem alfabética, mas do Inglês Burn (queimar), uma vez que estes raios provocam queimaduras na pele. Os horários de maior intensidade dos raios UVB são entre 10:00 e 14:00h.
- UVC 290nm - 100 nm. Os raios UVC nunca atingiam a superfície da terra pois eram filtrados pela camada de ozônio; entretanto, hoje em dia, quem sabe?



e) Luz visível - este é o conjunto de comprimentos de onda que podemos ver, que variam do violeta ao vermelho, com todas as outras cores que vemos compreendidas entre estas.

Cor	Comprimento de onda (nm)	Frequência (10^{12} Hz)
vermelho	780 - 622	384 - 482
laranja	622 - 597	482 - 503
amarelo	597 - 577	503 - 520
verde	577 - 492	520 - 610
azul	492 - 455	610 - 659
violeta	455 - 390	659 - 769



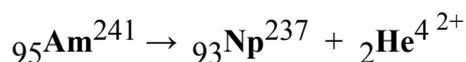
f) Radiações infravermelhas - são radiações com comprimento de onda maior que a luz visível, situadas logo após o vermelho. Apresenta comprimento de onda entre 750nm e 1mm. Apresentam as mais diversas aplicações como a visão noturna, imagens térmicas, aquecimento, comunicações, espectroscopia.

g) Ondas hertzianas - assim como as demais, são ondas eletromagnéticas, porém com grande comprimentos de onda. Como apresentam comprimentos de onda muito grande, é mais interessante apresentar suas frequências em Hertz (Hz); desta forma, seus comprimentos variam entre 9 kHz e 3000 Ghz. São amplamente utilizadas nos meios de comunicação.

11.2 – Partículas emitidas pela desintegração nuclear

Partículas alfa (α) - são emitidas diretamente do núcleo do átomo; são compostas de dois prótons, dois nêutrons e apresentam carga $2+$; são, assim, núcleos de Hélio ionizados que um átomo instável emite ao se desintegrar.

Ao emitir uma partícula alfa, o núcleo do átomo se transforma em outro núcleo atômico com número atômico menor em duas unidades e número de massa quatro unidades menor. Por exemplo:

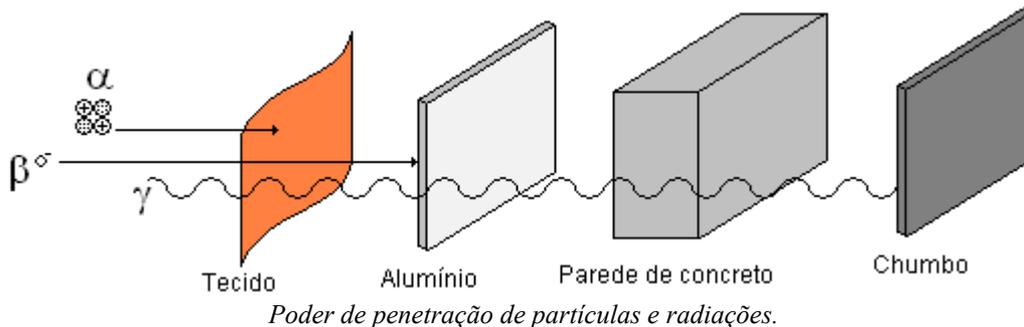


Apesar de terem um poder de penetração pequeno, as partículas alfa causam danos aos tecidos vivos.

Partículas beta (β^- e β^+) - é uma forma de radiação ionizante emitida por certos tipos de núcleos radiativos, isto é, esta radiação possui energia suficiente para ionizar átomos e moléculas. Ocorre pela emissão de elétrons (β^-) e/ou pósitrons (β^+), quando um nêutron é convertido em um próton, com emissão de um elétron. E no caso de um elétron do tipo antineutrino, temos um decaimento do tipo β^- . Já quando um próton é convertido em um nêutron, com a emissão de um pósitron e de um elétron do tipo neutrino, temos um decaimento do tipo β^+ .

Raios gama (γ), ver acima.

A ilustração demonstra o poder de penetração das principais partículas e radiações.



As partículas alfa, por serem muito grandes, apresentam um poder de penetração pequeno e não conseguem, sequer, atravessar uma fina camada de tecido. As partículas beta, por serem elétrons, apresentarem grande velocidade e atravessam os tecidos sem maiores problemas causando danos durante a sua passagem, porém, apenas uma camada de Alumínio, de apenas alguns milímetros. Já a radiação gama, penetra tecidos, Alumínio, e concreto com grande facilidade e é bloqueada por uma camada de chumbo.

11.3 - Meia-vida dos elementos

Ao emitir radiações, os elementos perdem energia. O termo meia-vida é utilizado para determinar o tempo necessário para que a energia de um isótopo seja reduzida pela metade. Após o primeiro período de meia-vida, somente a metade dos átomos radioativos originais permanecem radioativos. No segundo período, somente $1/4$, e assim por diante. Alguns isótopos apresentam meia-

vida de frações de segundos; outros, de bilhões de anos. A meia-vida é uma característica própria de cada isótopo.

À medida em que um elemento perde partículas alfa ou beta, ele passa por um processo chamado de decaimento radioativo, transformação radioativa ou transmutação, que é um processo onde um elemento radioativo (elemento pai) se converte em outro elemento mais estável (elemento filho), chamado radiogênico.

A tabela a seguir demonstra a transmutação e o período de meia-vida de alguns elementos:

Elemento-pai	Radiogênico	Meia-vida
Potássio-40	Argônio-40	1,25 bilhões de anos
Rubídio-87	Estrôncio-87	48,8 bilhões de anos
Tório-232	Chumbo-208	14 bilhões de anos
Urânio-235	Chumbo-207	704 bilhões de anos
Urânio-238	Chumbo-206	4.47 bilhões de anos
Carbono-14	Nitrogênio-14	5730 anos

Nem todos os elementos apresentam períodos de meia-vida tão longos; a tabela a seguir apresenta a meia-vida de alguns elementos menos estáveis:

Elemento	Meia-vida
Polônio-214	0,164 segundos
Oxigênio-15	2 minutos
Bismuto-212	60,5 minutos
Sódio-24	15 horas
Iodo-131	8 dias
Fósforo-32	14,3 dias
Cobalto-14	5,3 anos

O processo de decaimento radioativo prossegue até que um núcleo (elemento) não-radioativo seja formado. Lembre-se que existem três tipos de decaimento radioativo, alfa, beta e gama.

Decaimento alfa: o núcleo emite uma partícula alfa; isto provoca a redução da massa em 4 unidades e do número atômico em 2 unidades. O Urânio-238 apresenta este tipo de decaimento.

Decaimento beta: o núcleo libera uma partícula beta; isto não reduz a massa atômica, mas reduz o número atômico em uma unidade.

Decaimento gama: o núcleo libera um raio gama (fóton); este tipo de decaimento é quase sempre acompanhado de decaimentos alfa e beta. Todavia, neste tipo de decaimento o número atômico e o número de massa permanecem iguais, o elemento pai e o radiogênico são os mesmos, porém o núcleo passa de um estado excitado (maior energia) para um estado relaxado (menor energia).

A meia-vida dos elementos pode ser calculada com grande precisão através da seguinte equação:

$$E_r = E_0 \cdot 0,5^{\frac{t}{t_{\frac{1}{2}}}}$$

E_r = quantidade restante do elemento

E_0 = quantidade inicial do elemento

t = tempo transcorrido

$t_{\frac{1}{2}}$ = meia vida da substância

Por exemplo, se hoje você possui 157g de Carbono-14, qual será a massa deste isótopo que irá existir daqui há 2000 anos, sabendo que a meia-vida deste elemento é de 5730 anos?

$$E_r = 157 \cdot 0,5^{\left(\frac{2000}{5730}\right)}$$

$$E_r = 123,262\text{g}$$

Assim, temos que, após 2000 anos, a quantidade de Carbono-14 residual da amostra inicial é aproximadamente igual à 123g.

Esta equação é a base de um processo muito utilizado por arqueólogos, denominado datação por Carbono-14.

Datação por Carbono-14

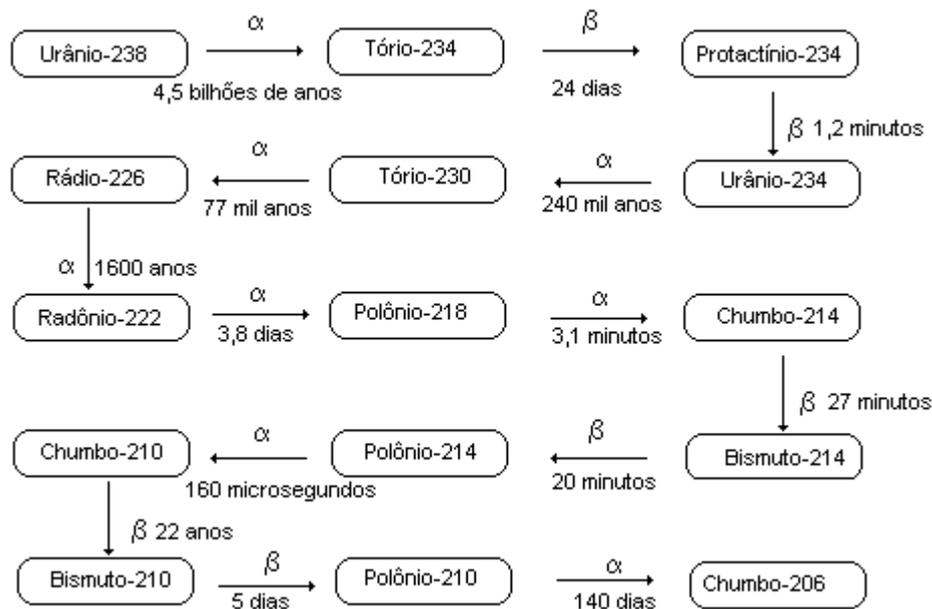
Na atmosfera existe cerca de uma parte de Carbono-14 para cada 10^{12} partes de Carbono-12. O carbono-14 é formado quando raios cósmicos atingem o Nitrogênio do ar presente nas camadas mais altas da atmosfera. O Carbono-14 é produzido continuamente na atmosfera e também está continuamente se desintegrando.

Os organismos vivos absorvem o Carbono-14 diretamente da atmosfera por fotossíntese ou, indiretamente, por ingestão de plantas ou animais. Desta forma, a mesma proporção de Carbono-14 existente na atmosfera é encontrada nos organismos vivos.

Ao morrer, os organismos deixam de absorver Carbono-14 que, paulatinamente, se desintegra à medida em que a quantidade de Carbono-12 se mantém constante. Comparando a fração de Carbono-14 e Carbono-12 de seres mortos com suas proporções relativas aos seres vivos, obtém-se a idade da amostra.

11.4 - Séries ou Famílias Radioativas

As séries ou famílias radioativas são um conjunto de átomos relacionados entre si por sucessivas desintegrações. Existem apenas três séries que ocorrem naturalmente.



Família do Urânio-238

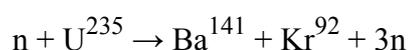
As outras duas famílias são do Actínio (começa com Urânio-235 e termina com Chumbo-207) e do Tório (começa com Tório-232 e termina com Chumbo-208).

Também existem as séries artificiais de transmutação e transurânica.

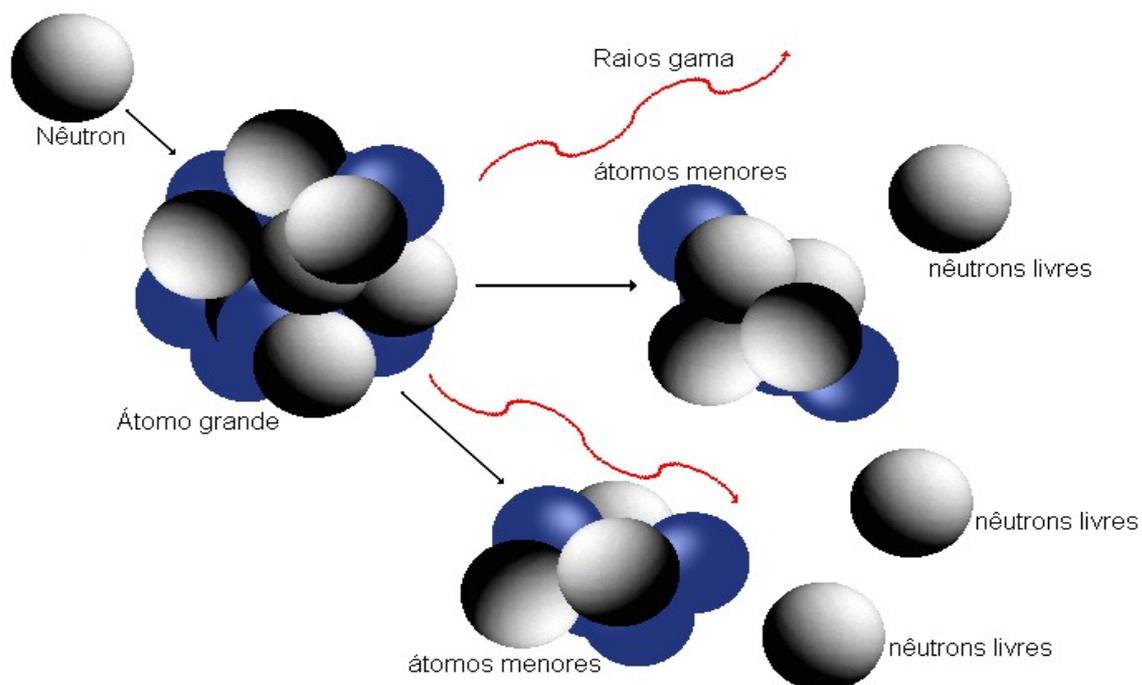
11.5 – Fissão e Fusão nuclear

Fissão é uma palavra originária do Latim, *fissione*, e significa rotura, quebra, cisão. A fissão nuclear é a quebra de um núcleo atômico pesado e instável através do bombardeamento de um núcleo com nêutrons originando dois núcleos atômicos médios (com maior estabilidade), mais 2 ou 3 nêutrons e uma grande quantidade de energia.

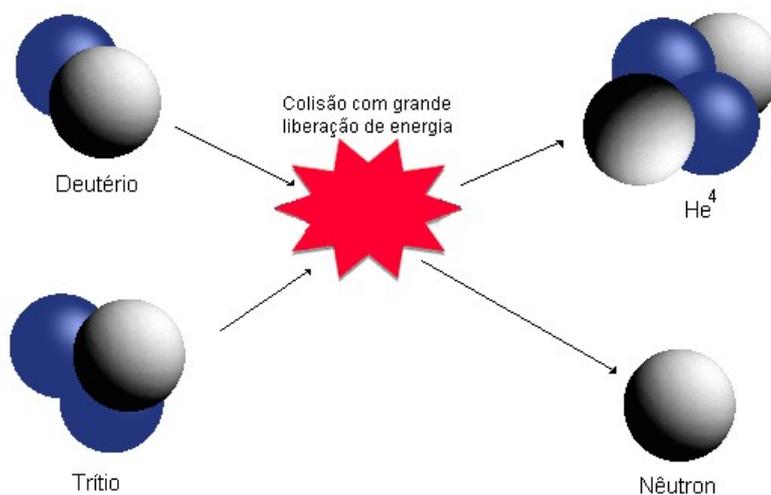
Uma reação de fissão típica é:



A energia média liberada na fissão de 1 grama de U^{235} é da ordem de 10^4 kW.h.



Fusão também é uma palavra originária do Latim, *fusionem*, porém é o ato de fundir, juntar, unir, associar. Este processo é inverso à fissão, ou seja, é a união de núcleos pequenos formando núcleos maiores e liberando uma quantidade muito grande de energia.



11.6 – Irradiação e contaminação radiológica

A irradiação é a exposição de um corpo à radiação. Isto pode ser feito a distância, sem necessidade de contato. O tratamento de certos tumores com a Bomba de Cobalto faz uso da irradiação; assim sendo, irradiar não significa contaminar.

A contaminação radiológica ocorre quando um elemento radioativo está em um local onde não deveria estar. A descontaminação do local é feita retirando-se o material contaminante. Sem o agente radiológico, o lugar não apresentará irradiações e nem ficará radioativo. É importante ter em vista que a irradiação não contamina, mas a contaminação irradia.

11.7- A irradiação de alimentos

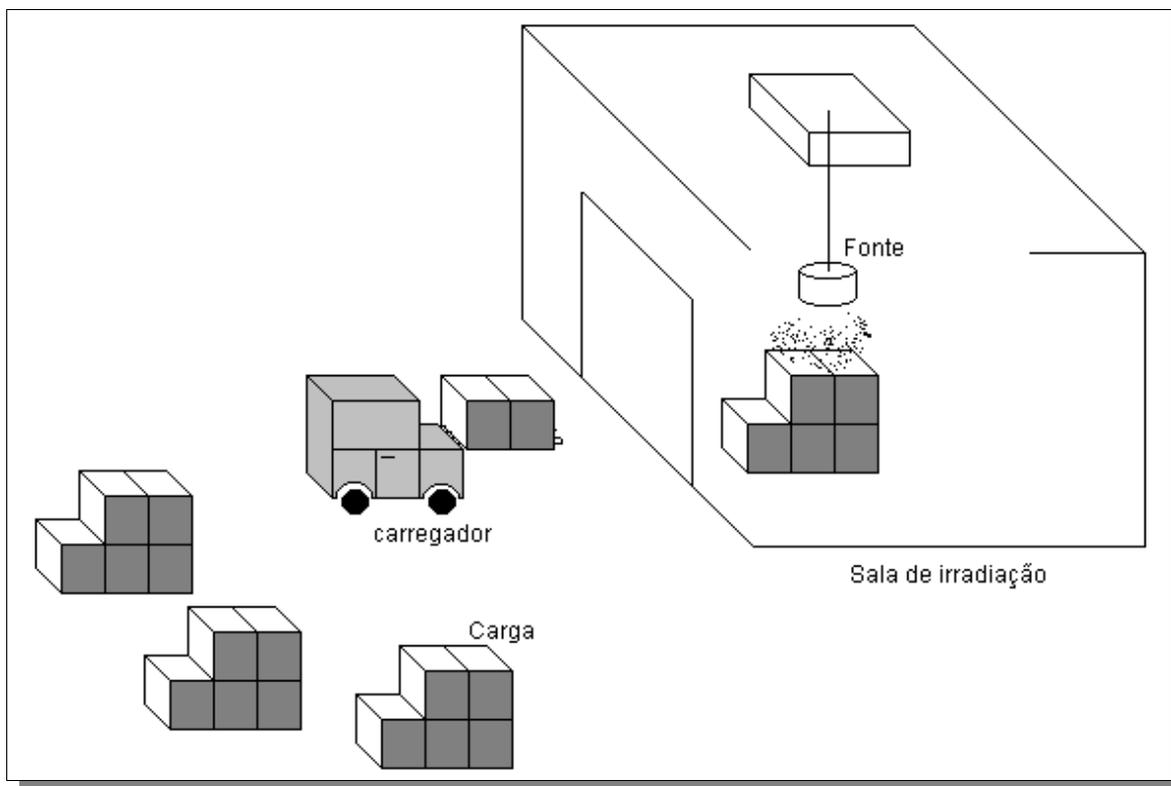
O interesse dos pesquisadores em saúde pública pela irradiação dos alimentos existe há pelo menos 100 anos. Nos Estados Unidos, Institutos de Tecnologia vêm realizando pesquisas nessa área desde 1899 e na Europa, cientistas alemães e franceses mostravam interesse pelo assunto a partir de 1914. Entretanto, os resultados dessas pesquisas não foram os mais animadores, porque o processo de irradiação provocava alterações que comprometiam a aceitação do produto pelos consumidores. Mas as pesquisas não pararam por aí. A partir de 1950, novos estudos começavam a revelar benefícios trazidos pela irradiação dos alimentos. Além do potencial de diminuir a incidência de intoxicações alimentares, a irradiação inibe o brotamento de raízes e tubérculos, desinfeta frutos, vegetais e grãos, atrasa a decomposição, elimina organismos patogênicos e aumenta o tempo de prateleira de carnes, frutos do mar, frutas, sucos de frutas que podem ser conservados durante muito tempo (anos) sem refrigeração.

A irradiação é, portanto, o processo de expor os alimentos a doses elevadas de raios gama, feixes de elétrons ou raios-X. Este procedimento torna inativos os microrganismos nocivos, matando-os ou esterilizando-os, sem tornar os alimentos radioativos. As formas de radiação utilizadas no processo de irradiação do alimento provocam ionização, ou seja, criam cargas positivas ou negativas; a formação dessas cargas resulta em efeitos químicos e biológicos que impedem a divisão celular em bactérias pela ruptura de sua estrutura molecular. Os níveis de energia utilizados para se conseguir esse efeito não são suficientes para induzir radioatividade nos alimentos. O alimento, em hipótese alguma, entra em contato com a fonte de radiação.

Na irradiação de alimentos, os raios gama são produzidos por isótopos radioativos, mais frequentemente o Cobalto-60 ou o Césio-137. Depois que o Cobalto-60 é produzido, ele é duplamente encapsulado em tubos de aço inoxidável, o que impede qualquer vazamento de radiação. A meia-vida desse elemento é de 5,3 anos. Os produtos a serem irradiados, embalados ou a granel, passam pela câmara de irradiação através de um sistema transportador composto por esteiras, onde são submetidos a um campo de irradiação num ritmo controlado preciso, de forma a receber a quantidade exata de energia para o tratamento. Os níveis de energia são baixos e os produtos irradiados não se tornam radioativos.

A irradiação pode induzir a formação de algumas substâncias, chamadas de produtos radiolíticos, na constituição dos alimentos. Estas substâncias não são radioativas e não são exclusivas dos alimentos irradiados. Muitas delas são substâncias encontradas naturalmente nos alimentos ou produzidas durante o processo de aquecimento (glicose, ácido fórmico, dióxido de carbono, etc.). Pesquisas sobre essas substâncias não encontraram associação entre a sua presença e efeitos nocivos aos seres humanos. Em relação aos nutrientes, a irradiação promove poucas mudanças. Outros processos de conservação, como o aquecimento, podem causar reduções muito maiores dos

nutrientes. As vitaminas, por exemplo, são muito sensíveis a qualquer tipo de processamento, no caso da irradiação, sabe-se que a vitamina B1 (tiamina) é das mais sensíveis, mas mesmo assim as perdas são mínimas. A vitamina C (ácido ascórbico), sob efeito da irradiação, é convertida em ácido dehidroascórbico, que é outra forma ativa da vitamina C.



A principal causa de vários países estarem utilizando alimentos irradiados é a questão econômica. Segundo organizações internacionais ligadas ao controle de alimentos, cerca de 25% de toda produção mundial de alimentos se perde pela ação de microorganismos, insetos e roedores. A germinação prematura de raízes e tubérculos condena à lata de lixo toneladas desses produtos e é um fenômeno mais intenso nos países de clima quente, como o Brasil. A irradiação ajuda a reduzir essas perdas e também reduz a dependência de pesticidas químicos, alguns deles extremamente nocivos para o meio ambiente. Entre os alimentos submetidos a esse processo estão as frutas, vegetais, temperos, grãos, frutos do mar, carne e aves. Mais de 1,5 toneladas de alimentos é irradiada no mundo a cada ano, segundo a Fundação para Educação em Alimentos Irradiados (entidade norte-americana). Embora essa quantidade represente apenas uma pequena fração do que é consumido no mundo todo, a tendência é crescer.

Entretanto, existe uma preocupação, não só por parte das autoridades, mas principalmente por parte da população no que se refere à dose segura para irradiar alimentos. O debate continua aceso quanto à segurança da irradiação alimentar. No entanto, mais de 30 anos de estudos ainda não conseguiram encontrar qualquer risco diretamente associado à ingestão de alimentos irradiados. A dose de radiação é medida em Grays (G) ou quilograys (kGy), onde $1 \text{ Gray} = 0,001 \text{ kGy} = 1 \text{ Joule de energia absorvida por quilograma de alimento irradiado}$. Um comitê de investigação da Organização Mundial de Saúde confirmou a "não-toxicidade" da irradiação para qualquer tipo de alimento, desde que não se ultrapasse uma determinada dose (até 10kGy). Para 95% dos alimentos a tratar, a quantidade de irradiação necessária não se aproxima desse limite. De acordo com a OMS (Organização Mundial da Saúde), alimentos irradiados com doses de até 10kGy não necessitam de

avaliação toxicológica ou nutricional. Os alimentos irradiados consumidos no mundo não recebem mais do que essa dosagem. Para retardar o amadurecimento de frutas, por exemplo, não é necessário mais do que 1 kGy. Para inibir o brotamento de raízes e tubérculos (batata, cebola, alho, etc.) a dose necessária varia de 0,05 a 0,15 kGy. Para prevenir que os grãos sejam infestados por insetos, 0,1 a 2kGy são suficientes.

Outra preocupação da população está na indagação no que se refere às possíveis alterações que a irradiação pode causar nos alimentos como, por exemplo, cor, textura, sabor, etc. Nem todos os alimentos podem ser irradiados. Um exemplo é o leite, que adquire um sabor impalatável. Para se adotar a irradiação como um processo de conservação do alimento, é preciso que se realize um estudo das suas características organolépticas pós-tratamento. Na maioria dos alimentos, entretanto, essas alterações são mínimas ou simplesmente inexistem.

No Brasil, a legislação sobre irradiação de alimentos existe desde 1985 (Portaria DINAL nº 09 do Ministério da Saúde, 08/03/1985). Apenas uma empresa realiza esse serviço e está localizada em São Paulo. O Instituto de Pesquisas Nucleares, situado na USP (Universidade de São Paulo), além de realizar pesquisas na área, realiza um trabalho junto aos produtores, mostrando os benefícios e vantagens da irradiação de alimentos.

A experiência mostra que os consumidores, quando devidamente informados, reagem positivamente à oferta de alimentos irradiados. Um estudo realizado na Alemanha revelou que os consumidores se preocupam com o processamento dos alimentos que consomem, no entanto essa preocupação foi maior no caso dos pesticidas (55%) e conservantes (43%) do que da irradiação (38%) e embora uma parcela dos consumidores seja extremamente contrária à irradiação dos alimentos, a maioria muda de opinião após serem expostos a campanhas educativas. Na Argentina, uma campanha de esclarecimento aumentou muito a aceitabilidade das cebolas irradiadas. Na França aconteceu o mesmo depois que uma rede de supermercados colocou à venda morangos irradiados. Após o esclarecimento da população, os consumidores passaram a preferir os produtos irradiados devido a sua melhor qualidade. De fato, isso mostra que, quando bem esclarecidos, os consumidores dão a devida importância à segurança e à qualidade dos produtos que consomem.

11.7 - A catástrofe de Chernobyl

Chernobyl é uma cidade da antiga União Soviética, na atual Ucrânia. Nesta cidade, ocorreu, em 1986, um acidente com um reator nuclear alimentado com Urânio enriquecido, refrigerado à água fervente e moderado a grafite. Este tipo de reator evoluiu a partir de um modelo cujo objetivo é a produção de Plutônio a partir do Urânio em seu interior (com finalidades belicistas).

Este é o tipo de problema que não se resolve por si só, apesar das negativas do governo da URSS que demorou dois dias para reconhecer o acidente onde o mundo já sabia que algo de errado estava acontecendo.

Na cidade próxima à cidade de Uppsala, na Suécia, monitores de radiação na Central Nuclear de Forsmark detectaram níveis incomuns de iodo e cobalto, motivando a evacuação dos funcionários da área acreditando haver um vazamento nuclear. Para o espanto de todos, o problema não estava na central, mas no ar. Uma nuvem radiológica se movia em direção à Europa.

Encurtando uma longa história, neste acidente foram liberadas na atmosfera uma coleção de elementos radioativos. Este foi um acidente de verdade e mereceu a devida cobertura da mídia.

11.8 - O caso Goiânia

Em 1987, apenas 1 ano depois da catástrofe de Chernobyl, ocorreu um pequeno incidente no Brasil. Um roubo, efetuado por R. S. Alves e W. Mota, de um aparelho de radioterapia abandonado que continha uma fonte de Cloreto de Césio, do Instituto Goiano de Radioterapia, acabou mal. A mídia, ainda apavorada com o acontecido na URSS, deu uma cobertura sensacionalista ao fato, incluindo definitivamente na história do Brasil estes dois cidadãos que contribuíram de forma decisiva para o fim ou estrangulamento do Programa Nuclear Brasileiro.

Em 1990, o Brasil dispunha de pouco mais 10.500 profissionais na área nuclear sendo que este valor foi decaindo paulatinamente para ,provavelmente, menos de 8000 em 2006.

Com isto, o Brasil não só perdeu a sua motivação à pesquisa nuclear, como também perdeu parte de sua soberania e de seu orgulho. O Brasil sempre foi atrasado na pesquisa nuclear, mas os vinte anos seguintes ao roubo do aparelho foram marcados pela sua sombra e pouco se progrediu nesta área.

A área nuclear é um mercado de milhões de Dólares que o Brasil se privou de explorar. Neste mercado estão incluídos alimentos irradiados, que duram muito mais sem apodrecer e são uma opção vital em um país no qual uma boa parcela da população passa fome. O mercado de rádio-fármacos passou anos sem investimentos e o Brasil apresenta um potencial enorme para a exportação destes produtos. O reprocessamento do Urânio é um mercado que só é explorado pelos Franceses, assim como o da estocagem de lixo radiológico. E o Brasil tem capacidade de ganhar este mercado! O mercado de energia também sofreu um duro golpe, mas parece que ninguém quis saber que o modelo das plantas nucleares que o Brasil possui era diferente do usado em Chernobyl, o que importava é que tinha o nome nuclear.

O futuro do Brasil não será o de ser o maior exportador de banana, goiaba, mandioca, nabo ou beterraba. O Brasil será o maior exportador de energia. Já exportamos álcool, estamos iniciando planos de exportar biodiesel, iremos exportar energia elétrica e outras fontes de energia que nem se houve falar. E precisamos ter em mente que a exportação de energia também inclui a energia nuclear.

Exercícios

- 1) Que característica comum apresentam os núcleos de átomos com número atômico maior que 83?
- 2) De que fator depende a estabilidade do núcleo?
- 3) Quais os tipos de radiações lançadas por átomos radioativos?
- 4) Como se pode definir radioatividade?
- 5) Qual é a região do átomo responsável pela radioatividade?
- 6) O que constitui cada uma das radiações α , β e γ ?
- 7) Quais dessas três radiações possuem carga elétrica?
- 8) Por que no experimento de Rutherford a radiação β sofre um desvio maior que a α ?

- 9) O que é o poder de penetração de uma radiação?
- 10) Qual das radiações (α , β ou γ) possui maior e menor poder de penetração? Por quê?
- 11) Cite pelo menos três efeitos das radiações?
- 12) O que são fluorescência e fosforescência?
- 13) O que é um contador Geiger e como funciona?
- 14) Determine o valor do número atômico (Z) e do número de massa (A) do nuclídeo formado quando o radônio 222 (${}_{86}^{222}\text{Rn}$) emite uma partícula α . Escreva a equação nuclear balanceada.
- 15) O nuclídeo ${}_{89}^{227}\text{Ac}$ emite uma partícula β e forma outro nuclídeo, ${}_Z^AX$. Determine os valores de A e Z e escreva a equação nuclear balanceada.
- 16) Calcule o número de partículas α . e β que o urânio 238 (${}_{92}^{238}\text{U}$) precisa emitir para se transformar em rádio 226 (${}_{88}^{226}\text{Ra}$). Escreva a equação nuclear balanceada.
- 17) Qual é a partícula emitida em cada uma das transformações abaixo?
- a) ${}_{90}^{232}\text{Th} \rightarrow {}_{88}^{228}\text{Ra}$ _____
- b) ${}_{81}^{208}\text{Tl} \rightarrow {}_{82}^{208}\text{Pb}$ _____
- c) ${}_{85}^{216}\text{At} \rightarrow {}_{83}^{212}\text{Bi}$ _____
- d) ${}_{82}^{212}\text{Pb} \rightarrow {}_{83}^{212}\text{Bi}$ _____
- 18) Quantas partículas α . e quantas partículas β são emitidas quando o átomo de ${}_{90}^{232}\text{Th}$ se transforma em ${}_{88}^{224}\text{Ra}$?
- 19) A partir de um átomo radioativo, chega-se ao elemento ${}_{86}^{220}\text{Rn}$ por meio de três emissões α . E duas emissões β . Qual é o átomo inicial?
- 20) Na seqüência radioativa abaixo, qual é o total de partículas α .e β emitidas?
- $${}_{84}^{218}\text{Po} \rightarrow {}_{82}^{214}\text{Pb} \rightarrow {}_{83}^{214}\text{Bi} \rightarrow {}_{84}^{214}\text{Po} \rightarrow {}_{82}^{210}\text{Pb}$$
- 21) Um átomo de ${}_{91}^{231}\text{Pa}$ transforma-se, por emissão de uma partícula α , no átomo X.
- a) Equacione a reação.
- b) Dê o número de nêutrons do átomo X.
- c) Dê o nome do elemento X.
- 21) Defina velocidade média de desintegração radioativa.
- 22) Quais os fatores que determinam a velocidade de desintegração?
- 23) A meia-vida do céσιο-137 é de 30 anos. Se tivermos 12g desse elemento, após quanto tempo essa massa será reduzida para 0,75g?

- 24) A meia-vida do ${}_{89}^{227}\text{Ac}$ é de 20 anos. Se tivermos 16g desse elemento, qual a massa que restará após 60 anos?
- 25) A meia-vida do ${}_{53}^{131}\text{I}$ é de 8 dias. Quanto tempo será necessário para restar apenas 1/32 dessa substância?
- 26) Após 12 dias, uma substância radioativa tem a sua atividade reduzida para 1/8 da inicial. Qual é a meia-vida dessa substância?
- 27) Um isótopo radioativo tem meia-vida igual a 5min. Dispondo-se em um dado de 6g desse isótopo, qual será a sua massa após 20 minutos?
- 28) Após 90 anos, restou 1/8 da massa inicial do isótopo do céσιο-137. Determine a meia-vida desse isótopo.
- 29) O enxofre-35 é usado em pesquisas sobre o volume das células. Esse isótopo perde 87,5% de sua atividade após 262,5 dias. Calcule a meia-vida desse isótopo?
- 30) Nas equações nucleares abaixo, identifique as partículas x, y, z e w:
- a) $x + {}_{11}^{23}\text{Na} \rightarrow {}_{12}^{24}\text{Mg} + {}_0^1\text{n}$
- b) $y + {}_{20}^{44}\text{Ca} \rightarrow {}_{21}^{44}\text{Sc} + {}_0^1\text{n}$
- c) ${}_1^2\text{H} + {}_{13}^{27}\text{Al} \rightarrow {}_{14}^{28}\text{Si} + z$
- d) $w + {}_{96}^{242}\text{Cm} \rightarrow {}_{98}^{244}\text{Cf} + 2{}_0^1\text{n}$

Capítulo 12 – Teorias Modernas Ácido-Base



Arrhenius

Lewis

Brønsted

Lowry

Os postulados de grandes químicos e cientistas ainda são a base da ciência dos dias atuais

12.0 – Introdução

Já abordamos alguns aspectos relevantes sobre ácidos e bases nos capítulos 6 e 7 deste livro, mas é conveniente salientarmos que a teoria de Arrhenius para definir o comportamento de ácidos e bases não é a única, sendo, inclusive, a menos abrangente de todas, como veremos nesse capítulo. Mesmo que tenhamos discutido os aspectos conceituais de ácidos e bases de Arrhenius, recapitularemos aqui para que possamos comparar a Teoria ácido-base de Arrhenius com as demais teorias propostas por outros cientistas. Desta forma, nada mais interessante do que começar o nosso estudo tratando da importância destes compostos no nosso dia-a-dia

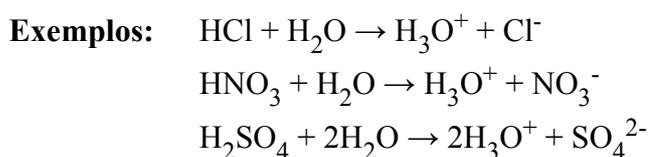
Ácidos e bases estão entre os mais familiares de todos os compostos químicos existentes. Ácido acético no vinagre, cítrico no limão e em outras frutas cítricas, hidróxido de magnésio (leite de magnésia) em antiácidos estomacais e amônia em produtos de limpeza do lar estão entre os ácidos e bases que lidamos com acentuada frequência no nosso dia-a-dia. Outro ácido extremamente importante é o ácido clorídrico, que está presente no suco gástrico e é essencial no auxílio à digestão dos alimentos. É secretado pelo estômago em quantidade que varia entre 1,2 e 1,5 litros por dia.

As propriedades características dos ácidos e bases vêm sendo estudadas há séculos por diversos cientistas das mais variadas nacionalidades. Ácidos apresentam sabor azedo, reagem com metais como o ferro e o zinco, por exemplo, liberando o gás hidrogênio (H_2). Na presença de papel tornassol, mudam sua cor do azul para o vermelho. Por outro lado, as bases apresentam sabor adstringente e na presença de papel tornassol alteram sua cor do vermelho para o azul. Quando ácidos e bases reagem em proporções equivalentes, as características ácidas e básicas desaparecem para formar uma nova substância, o sal.

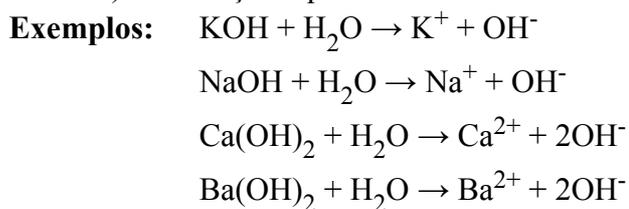
Mas, afinal, o que faz um ácido ser um ácido e uma base ser uma base? Em 1777 o químico francês Antoine Laurent Lavoisier propôs que todos ácidos continham um elemento comum, o oxigênio. De fato, a palavra oxigênio é derivada do grego e significa “acid former”. A idéia de Lavoisier teve que ser modificada, entretanto, quando o químico inglês Sir Humphrey Davy (1778 – 1829) mostrou, em 1810, que o ácido muriático (nome comercial do ácido clorídrico) contém apenas hidrogênio e cloro, mas não oxigênio. Os estudos de Davy sugeriram, posteriormente, que o elemento comum nos ácidos é o hidrogênio, e não o oxigênio. Essa idéia de que o hidrogênio combinado era o responsável pelo comportamento ácido não era totalmente correta, pois a existência de muitos compostos contendo hidrogênio que não eram ácidos não podia ser explicada satisfatoriamente.

12.1 – Definição de Arrhenius

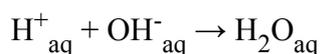
A relação entre o comportamento ácido e a presença de hidrogênio em um composto tornou-se mais clara em 1884 através do químico sueco Svante Arrhenius (1859 – 1927). Arrhenius, através da sua teoria da dissociação eletrolítica, propôs que **ácidos** são substâncias que contêm hidrogênio e produzem o íon H^+ [H_3O^+] (íon hidrônio) como único cátion, quando em solução aquosa.



Em contrapartida, **bases** são substâncias que contêm oxidrila (grupo OH) e liberam íons OH⁻ (íons hidróxido) em solução aquosa.



Na visão de Arrhenius, a **neutralização** é definida como sendo a combinação do íon H⁺ com o íon OH⁻ para formar moléculas de H₂O.



A teoria de Arrhenius aponta para as propriedades de muitos ácidos e bases comuns, mas apresenta importantes **limitações**.

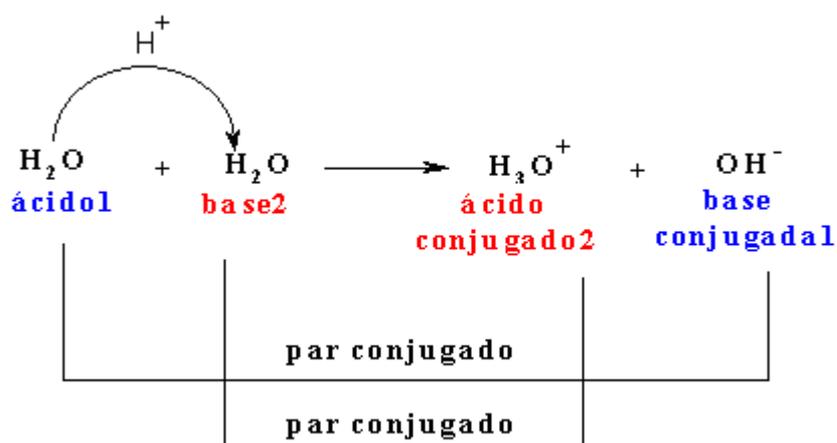
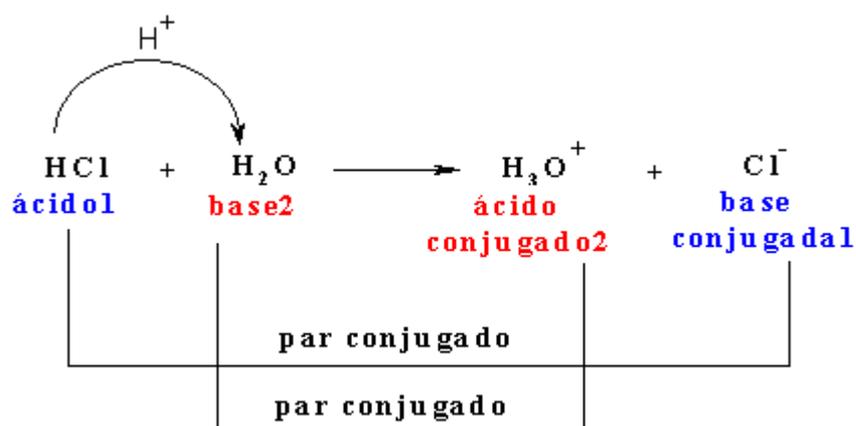
- A teoria de Arrhenius está restrita para soluções aquosas;
- Não aponta para a basicidade da amônia (NH₃), por exemplo, que não contém grupo OH;
- O solvente não desempenha um papel importante na teoria de Arrhenius. Um ácido é esperado para ser um ácido em qualquer solvente. Mas isto se mostra não ser totalmente verdade. Por exemplo, HCl é um ácido em água, isto é, libera como cátion o íon H⁺, comportando-se da maneira que Arrhenius espera. Entretanto, se o HCl está dissolvido no benzeno, não há dissociação, o HCl permanece como uma molécula não-dissociada, não liberando o íon H⁺. A natureza do solvente desempenha um papel crítico nas propriedades das substâncias ácido-base;
- Todos os sais na teoria de Arrhenius devem produzir soluções que não são nem ácidas, nem básicas. Não é o caso. Se uma quantidade equivalente de HCl e amônia reagem, por exemplo, a solução formada torna-se levemente ácida. Em contrapartida, se uma quantidade equivalente de ácido acético e hidróxido de sódio reagem, a solução resultante será básica. Arrhenius não apresenta explicação para este fato;
- A necessidade da presença do íon hidróxido como característica de uma base levou Arrhenius a propor a fórmula HH₄OH como sendo a fórmula da amônia em água. Isso levou a um erro de concepção de que NH₄OH fosse a base verdadeira, não NH₃.

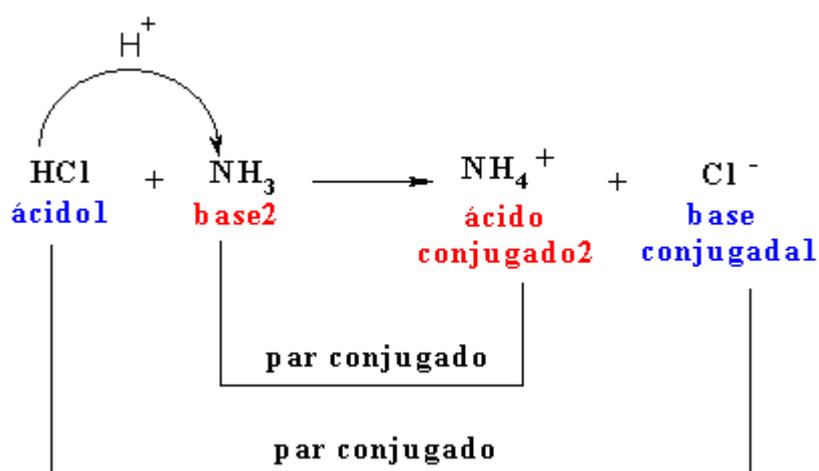
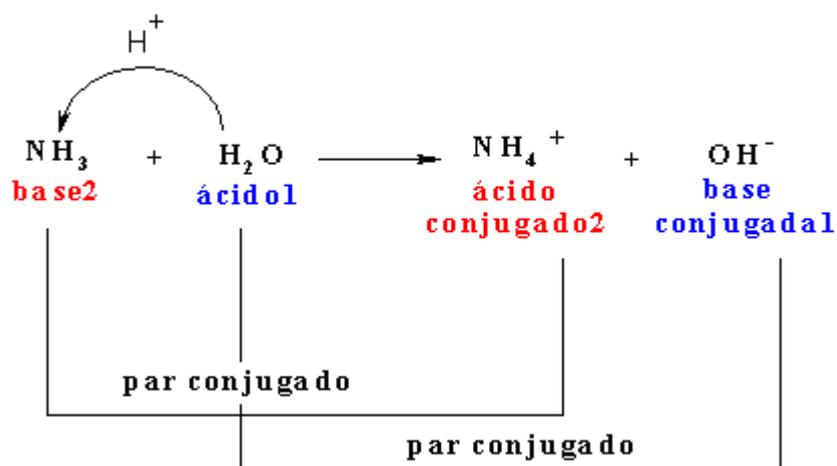
A teoria de Arrhenius sobre o comportamento ácido-base explicou satisfatoriamente reações de ácidos protônicos com hidróxidos metálicos. Foi uma contribuição significativa para o pensamento químico no início do século XIX. Nós usamos esta teoria na introdução de ácidos e bases e na discussão de algumas de suas reações. O modelo de Arrhenius de ácidos e bases, embora em uma esfera de ação limitada, levou para o desenvolvimento de outras teorias mais abrangentes sobre o comportamento ácido-base.

12.2 – Teoria de Brønsted-Lowry (Teoria Protônica)

Em 1923, uma teoria mais abrangente (uma extensão da teoria de Arrhenius) de ácidos e bases foi proposta independentemente pelo químico dinamarquês Johannes Brønsted e pelo químico inglês Thomas Lowry. De acordo com a teoria de Brønsted-Lowry, um **ácido** é qualquer substância (molécula ou íon) que pode transferir um próton (íon H^+) para outra substância, e uma **base** é qualquer substância que pode aceitar um próton. Em outras palavras, ácidos são espécies doadoras de prótons, bases são espéciesceptoras de prótons e reações ácido-base são tidas como reações de transferência de prótons. Na teoria ácido-base de Brønsted-Lowry haverá a formação de um par ácido-base conjugado, isto é, sempre o ácido terá a sua base conjugada e vice-versa, ou seja, a base certamente terá o seu ácido conjugado.

Exemplos:





12.3 - Definição de Lewis

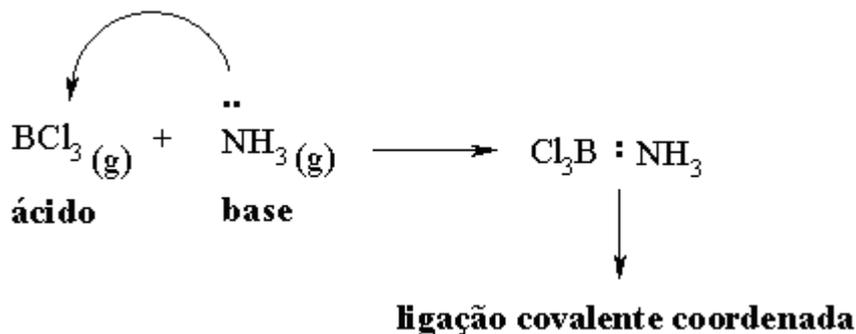
Uma definição de ácido-base ainda mais abrangente foi sugerida pelo químico americano Gilbert Newton Lewis em 1923, no mesmo ano em que Brønsted e Lowry fizeram suas proposições. De acordo com Lewis, **ácido** é uma espécie química (molécula ou íon) com orbital vazio capaz de receber um par de elétrons em uma reação, enquanto **base** é uma espécie química (molécula ou íon) que pode doar um par de elétrons para formar uma ligação covalente coordenada em uma reação. **Em resumo:** ácido é um receptor de par de elétrons enquanto base é um doador de par de elétrons. Toda reação ácido-base de Lewis consiste na formação de uma ligação covalente coordenada.

Estas definições não especificam que um par de elétrons deva ser transferido de um átomo para outro – somente que um par de elétrons, residindo originariamente em um átomo, deva ser compartilhado entre dois átomos. **Neutralização** é definida como a formação de uma ligação covalente coordenada. Isto resulta em uma ligação covalente em que ambos elétrons foram fornecidos por um átomo.

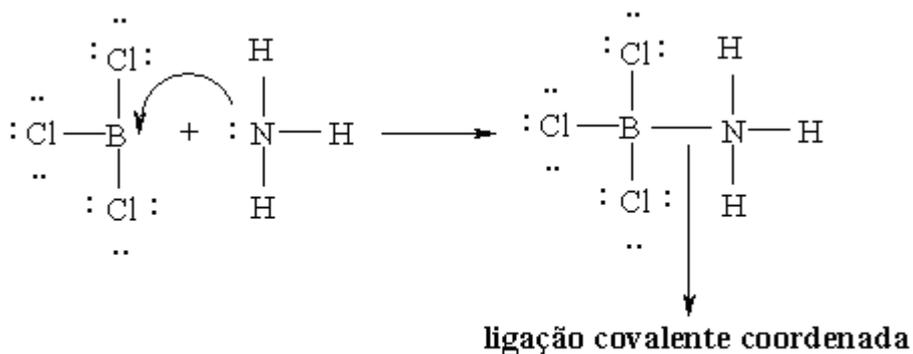
* A teoria de Lewis não depende de prótons, nem de reações com solventes. Amplia a

definição para todas as reações químicas.

Exemplo:



ou



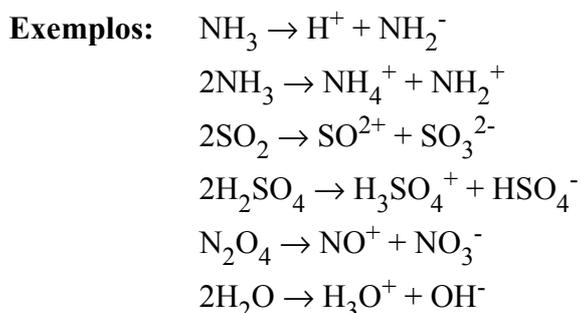
→ Podemos correlacionar as três teorias discutidas acima através do diagrama abaixo, que demonstra, em termos de abrangência, qual a teoria menos específica, isto é, a mais abrangente.



12.4 - Definição pelo Sistema Solvente

A definição pelo sistema solvente de ácidos e bases tem a intenção de estender o conceito de Arrhenius para outros solventes que apresentam autodissociação. De acordo com esta definição, um

ácido é uma substância que aumenta a concentração de cátions relacionados com o solvente, e uma **base** é uma substância que aumenta a concentração de ânions relacionados com o solvente. Em água, então, um ácido é uma substância que produz íons H^+ (ou H_3O^+) e uma base é uma substância que produz íons OH^- . No solvente NH_3 , um ácido produz NH_4^+ e uma base, NH_2^- . No solvente SO_2 , um ácido produz SO^{2+} e uma base, SO_3^{2-} .



12.5 – Ácidos e Bases Duros e Moles

Essa teoria utiliza ácido e base de Lewis. De acordo com o químico americano Ralph Pearson, o termo “DURO” é usado para descrever graficamente os casos em que os ácidos e as bases tendem a formar ligações iônicas. O termo “MOLE” descreve graficamente os casos em que os ácidos e as bases tendem a formar ligações covalentes.

Pearson resumiu o comportamento experimental dessas duas classes utilizando uma regra: ácidos duros preferem ligar-se com bases duras e ácidos moles preferem ligar-se com bases moles. Esta regra não é absoluta, pois existe uma variação de ácidos muito duros e bases muito moles. O maior problema é que não existem muitos experimentos suficientes para avaliar com detalhes a classificação, por isso é que podemos contar somente com uma tabela que nos dá uma boa idéia de quais são os ácidos e bases duros e moles.

ÁCIDOS DUROS	ÁCIDOS MOLES	BASES DURAS	BASES MOLES
H^+ , Li^+ , K^+ , Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Al^{3+} , BF_3 , $Al(CH_3)_3$, $AlCl_3$, Se^{2+} , Ti^{4+} , Zr^{4+} , VO^{2+} , Cr^{3+} , MoO^{3+} , WO^{4+} , Ce^{3+} , Lu^{3+} , CO_2 , SO_3 .	Pd^{2+} , Pt^{2+} , Cu^+ , Ag^+ , Au^+ , Hg^{2+} , Tl^+ , $B(CH_3)_3$, B_2H_6 , $Ga(CH_3)_3$, $GaCl_3$, $GaBr_3$, GaI_3 , [$Fe(CO)_5$], [$Co(CN)_5$] ³⁻ .	NH_3 , RNH_2 , N_2H_4 , H_2O , ROH , R_2O , OH^- , NO_3^- , ClO_4^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , CH_3COO^- , F^- , Cl^- .	H^- , CN^- , SCN^- , $S_2O_3^{2-}$, I^- , RS^- , R_2S , CO , B_2H_6 , C_2H_4 , R_3P , $P(OR)_3$.

É bom termos um certo cuidado com esta regra, pois ela não nos diz que um ácido duro não se combina com uma base mole, ela nos mostra apenas uma preferência.

Exercícios

Glossário



Consulte o dicionário de Química do Grupo Tchê Química, disponível em: <http://www.dicionario.tchequimica.com>

Palavras não encontradas neste dicionário podem ser solicitadas através do endereço: tchequimica@tchequimica.com

Demais comentários podem ser enviados para o nosso Yahoo Group, disponível em:



<http://br.groups.yahoo.com/group/tchequimica/>

Tabelas diversas

DENSIDADE DA ÁGUA DESTILADA em g/ml x °C.

Temperatura, °C	Densidade	Temperatura, °C	Densidade	Temperatura, °C	Densidade
0,00	0,99987	13,00	0,99940	26,00	0,99681
1,00	0,99993	14,00	0,99927	27,00	0,99654
2,00	0,99997	15,00	0,99913	28,00	0,99626
3,00	0,99999	16,00	0,99897	29,00	0,99597
4,00	1,00000	17,00	0,99880	30,00	0,99567
5,00	0,99999	18,00	0,99862	31,00	0,99537
6,00	0,99997	19,00	0,99843	32,00	0,99505
7,00	0,99993	20,00	0,99823	33,00	0,99473
8,00	0,99988	21,00	0,99802	34,00	0,99440
9,00	0,99981	22,00	0,99780	35,00	0,99406
10,00	0,99973	23,00	0,99756	36,00	0,99371
11,00	0,99963	24,00	0,99732	37,00	0,99336

DENSIDADE DO MERCÚRIO*

Temperatura	Densidade (g/ml)
15°C	13.5581
16°C	13.5557
17°C	13.5533
18°C	13.5507
19°C	13.5483
20°C	13.5458
21°C	13.5434
22°C	13.5409
23°C	13.5385
24°C	13.5360
25°C	13.5336
26°C	13.5311
27°C	13.5287
28°C	13.5262
29°C	13.5238
30°C	13.5213

*Per NBS August 29, 1975

Misturas Frigoríficas

Os algarismos indicam partes em peso	Descida da temperaturas de [°C] para		ΔT
4 água* + 1 cloreto de sódio	+10	-12	22°C
1 água* + 1 nitrato de amônio	+10	-15	25°C
1 água* + 1 nitrato de sódio + 1 cloreto de amônio	+8	-24	32°C
3 gelo moído + 1 cloreto de sódio	0	-21	21°C
1,2 gelo moído + 2 cloreto de cálcio (CaCl ₂ .6H ₂ O)	0	-39	39°C
1,4 gelo moído + 2 cloreto de cálcio (CaCl ₂ .6H ₂ O)	0	-55	55°C
Metanol ou acetona + anidrido carbônico seco (gelo seco)	+15	-77	92°C

* Entenda-se gelo. (Fonte: Manual Merck)

Tabela de conversão de Fahrenheit para Célsius

°F	°C	°F	°C	°F	°C	°F	°C
125	51.6	83	28.3	41	5.0	-1	-18.3
124	51.1	82	27.8	40	4.4	-2	-18.9
123	50.5	81	27.2	39	3.9	-3	-19.4
122	50.0	80	26.6	38	3.3	-4	-20.0
121	49.4	79	26.1	37	2.8	-5	-20.5
120	48.8	78	25.5	36	2.2	-6	-21.1
119	48.3	77	25.0	35	1.7	-7	-21.6
118	47.7	76	24.4	34	1.1	-8	-22.2
117	47.2	75	23.9	33	0.6	-9	-22.8
116	46.6	74	23.3	32	0.0	-10	-23.3
115	46.1	73	22.8	31	-0.6	-11	-23.9
114	45.5	72	22.2	30	-1.1	-12	-24.4
113	45.0	71	21.6	29	-1.7	-13	-25.0
112	44.4	70	21.1	28	-2.2	-14	-25.5
111	43.8	69	20.5	27	-2.8	-15	-26.1
110	43.3	68	20.0	26	-3.3	-16	-26.6
109	42.7	67	19.4	25	-3.9	-17	-27.2
108	42.2	66	18.9	24	-4.4	-18	-27.8
107	41.6	65	18.3	23	-5.0	-19	-28.3
106	41.1	64	17.8	22	-5.6	-20	-28.9
105	40.5	63	17.2	21	-6.1	-21	-29.4
104	40.0	62	16.7	20	-6.7	-22	-30.0
103	39.4	61	16.1	19	-7.2	-23	-30.5
102	38.9	60	15.5	18	-7.8	-24	-31.1
101	38.3	59	15.0	17	-8.3	-25	-31.6
100	37.7	58	14.4	16	-8.9	-26	-32.2
99	37.2	57	13.9	15	-9.4	-27	-32.7
98	36.6	56	13.3	14	-10.0	-28	-33.3
97	36.1	55	12.8	13	-10.5	-29	-33.9
96	35.5	54	12.2	12	-11.1	-30	-34.4
95	35.0	53	11.7	11	-11.7	-31	-35.0
94	34.4	52	11.1	10	-12.2	-32	-35.5
93	33.9	51	10.5	9	-12.8	-33	-36.1
92	33.3	50	10.0	8	-13.3	-34	-36.6
91	32.7	49	9.4	7	-13.9	-35	-37.2
90	32.2	48	8.9	6	-14.4	-36	-37.7
89	31.6	47	8.3	5	-15.0	-37	-38.3
88	31.1	46	7.8	4	-15.5	-38	-38.9
87	30.5	45	7.2	3	-16.1	-39	-39.4
86	30.0	44	6.7	2	-16.7	-40	-40.0
85	29.4	43	6.1	1	-17.2		
84	28.9	42	5.6	0	-17.8		

Tabela de conversão de Célsius para Fahrenheit

°C	°F	°C	°F	°C	°F	°C	°F
50	122.0	27	80.6	4	39.2	-19	-2.2
49	120.2	26	78.8	3	37.4	-20	-4.0
48	118.4	25	77.0	2	35.6	-21	-5.8
47	116.6	24	75.2	1	33.8	-22	-7.6
46	114.8	23	73.4	0	32.0	-23	-9.4
45	113.0	22	71.6	-1	30.2	-24	-11.2
44	111.2	21	69.8	-2	28.4	-25	-13.0
43	109.4	20	68.0	-3	26.6	-26	-14.8
42	107.6	19	66.2	-4	24.8	-27	-16.6
41	105.8	18	64.4	-5	23.0	-28	-18.4
40	104.0	17	62.6	-6	21.2	-29	-20.2
39	102.2	16	60.8	-7	19.4	-30	-22.0
38	100.4	15	59.0	-8	17.6	-31	-23.8
37	98.6	14	57.2	-9	15.8	-32	-25.6
36	96.8	13	55.4	-10	14.0	-33	-27.4
35	95.0	12	53.6	-11	12.2	-34	-29.2
34	93.2	11	51.8	-12	10.4	-35	-31.0
33	91.4	10	50.0	-13	8.6	-36	-32.8
32	89.6	9	48.2	-14	6.8	-37	-34.6
31	87.8	8	46.4	-15	5.0	-38	-36.4
30	86.0	7	44.6	-16	3.2	-39	-38.2
29	84.2	6	42.8	-17	1.4	-40	-40.0
28	82.4	5	41.0	-18	-0.4		

Rótulos comuns pré-prontos para o acondicionamento de soluções

<p>Solução de _____ _____</p> <p>Fórmula _____</p> <p>Concentração: M = _____</p> <p>_____ Preparador</p> <p>_____/_____/_____ Data</p> <p>www.tchequimica.com</p>	<p>Solução de _____ _____</p> <p>Fórmula _____</p> <p>Concentração: M = _____</p> <p>_____ Preparador</p> <p>_____/_____/_____ Data</p> <p>www.tchequimica.com</p>
<p>Solução de _____ _____</p> <p>Fórmula _____</p> <p>Concentração: M = _____</p> <p>_____ Preparador</p> <p>_____/_____/_____ Data</p> <p>www.tchequimica.com</p>	<p>Solução de _____ _____</p> <p>Fórmula _____</p> <p>Concentração: M = _____</p> <p>_____ Preparador</p> <p>_____/_____/_____ Data</p> <p>www.tchequimica.com</p>
<p>Solução de _____ _____</p> <p>Fórmula _____</p> <p>Concentração: M = _____</p> <p>_____ Preparador</p> <p>_____/_____/_____ Data</p> <p>www.tchequimica.com</p>	<p>Solução de _____ _____</p> <p>Fórmula _____</p> <p>Concentração: M = _____</p> <p>_____ Preparador</p> <p>_____/_____/_____ Data</p> <p>www.tchequimica.com</p>
<p>Solução de _____ _____</p> <p>Fórmula _____</p> <p>Concentração: M = _____</p> <p>_____ Preparador</p> <p>_____/_____/_____ Data</p> <p>www.tchequimica.com</p>	<p>Solução de _____ _____</p> <p>Fórmula _____</p> <p>Concentração: M = _____</p> <p>_____ Preparador</p> <p>_____/_____/_____ Data</p> <p>www.tchequimica.com</p>



Corrosivo



Irritante

NaOH __,____ M

Solução de Hidróxido de Sódio.

Preparador

____/____/____
Data

O Hidróxido de sódio em contato com ácidos e compostos orgânicos halogenados, em especial o tricloroetileno, pode causar reações violentas. O contato com nitrometano e outros nitro compostos similares causa a formação de sais sensíveis à choques (pancadas). O contato com metais como Alumínio, Magnésio, Estanho, e Zinco causa a formação de gás Hidrogênio (inflamável).

www.tchequimica.com



Corrosivo



Irritante

NaOH __,____ M

Solução de Hidróxido de Sódio.

Preparador

____/____/____
Data

O Hidróxido de sódio em contato com ácidos e compostos orgânicos halogenados, em especial o tricloroetileno, pode causar reações violentas. O contato com nitrometano e outros nitro compostos similares causa a formação de sais sensíveis à choques (pancadas). O contato com metais como Alumínio, Magnésio, Estanho, e Zinco causa a formação de gás Hidrogênio (inflamável).

www.tchequimica.com



Corrosivo



Irritante

NaOH __,____ M

Solução de Hidróxido de Sódio.

Preparador

____/____/____
Data

O Hidróxido de sódio em contato com ácidos e compostos orgânicos halogenados, em especial o tricloroetileno, pode causar reações violentas. O contato com nitrometano e outros nitro compostos similares causa a formação de sais sensíveis à choques (pancadas). O contato com metais como Alumínio, Magnésio, Estanho, e Zinco causa a formação de gás Hidrogênio (inflamável).

www.tchequimica.com



Corrosivo



Irritante

HCl _____ M

Solução de Ácido Clorídrico.

Preparador

____/____/____
Data

Não permitir contato direto do ácido clorídrico com metais ou álcalis. Não adicionar água diretamente ao produto. O ÁCIDO CLORÍDRICO DEVE SER ADICIONADO A ÁGUASOB AGITAÇÃO, promovendo sua diluição. Evitar a mistura do ácido clorídrico com produtos alcalinos como hidróxido de sódio (soda cáustica), ou metais alcalinos, devido a possibilidade de reação violenta. PERIGO! A mistura de HCl com Cianetos libera gases tóxicos. FATAL.

www.tchequimica.com



Corrosivo



Irritante

HCl _____ M

Solução de Ácido Clorídrico.

Preparador

____/____/____
Data

Não permitir contato direto do ácido clorídrico com metais ou álcalis. Não adicionar água diretamente ao produto. O ÁCIDO CLORÍDRICO DEVE SER ADICIONADO A ÁGUASOB AGITAÇÃO, promovendo sua diluição. Evitar a mistura do ácido clorídrico com produtos alcalinos como hidróxido de sódio (soda cáustica), ou metais alcalinos, devido a possibilidade de reação violenta. PERIGO! A mistura de HCl com Cianetos libera gases tóxicos. FATAL.

www.tchequimica.com



Corrosivo



Irritante

HCl _____ M

Solução de Ácido Clorídrico.

Preparador

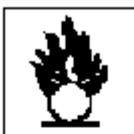
____/____/____
Data

Não permitir contato direto do ácido clorídrico com metais ou álcalis. Não adicionar água diretamente ao produto. O ÁCIDO CLORÍDRICO DEVE SER ADICIONADO A ÁGUASOB AGITAÇÃO, promovendo sua diluição. Evitar a mistura do ácido clorídrico com produtos alcalinos como hidróxido de sódio (soda cáustica), ou metais alcalinos, devido a possibilidade de reação violenta. PERIGO! A mistura de HCl com Cianetos libera gases tóxicos. FATAL.

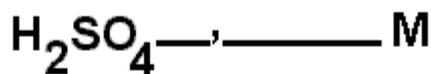
www.tchequimica.com



Corrosivo



Oxidante



Solução de Ácido Sulfúrico



Irritante

Preparador

___/___/___
Data

www.tchequimica.com

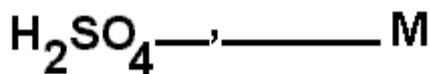
Perigo! Corrosivo! Provoca queimaduras na pele e nos olhos. Pode provocar irritação severa no trato respiratório com possíveis queimaduras. Pode provocar irritação severa ao trato digestivo com possíveis queimaduras. Perigo de câncer. Pode ser fatal se inalado. Higroscópico. Forte agente oxidante. O contato com outros materiais pode provocar fogo.



Corrosivo



Oxidante



Solução de Ácido Sulfúrico



Irritante

Preparador

___/___/___
Data

www.tchequimica.com

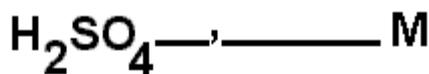
Perigo! Corrosivo! Provoca queimaduras na pele e nos olhos. Pode provocar irritação severa no trato respiratório com possíveis queimaduras. Pode provocar irritação severa ao trato digestivo com possíveis queimaduras. Perigo de câncer. Pode ser fatal se inalado. Higroscópico. Forte agente oxidante. O contato com outros materiais pode provocar fogo.



Corrosivo



Oxidante



Solução de Ácido Sulfúrico



Irritante

Preparador

___/___/___
Data

www.tchequimica.com

Perigo! Corrosivo! Provoca queimaduras na pele e nos olhos. Pode provocar irritação severa no trato respiratório com possíveis queimaduras. Pode provocar irritação severa ao trato digestivo com possíveis queimaduras. Perigo de câncer. Pode ser fatal se inalado. Higroscópico. Forte agente oxidante. O contato com outros materiais pode provocar fogo.



Corrosivo



Oxidante

HNO₃ _____ M
Solução de Ácido Nítrico.



Irritante

Preparador

____/____/____

Data

Perigo! Forte oxidante. O contato com outros materiais pode causar fogo. Corrosivo. Provoca queimaduras nos olhos, na pele, no trato digestivo e respiratório. Pode ser fatal se inalado. Reagem de forma incompatível com mais de 150 produtos químicos, ver NFPA para maiores detalhes. Reage de forma explosiva com compostos orgânicos e combustíveis.

www.tchequimica.com



Corrosivo



Oxidante

HNO₃ _____ M
Solução de Ácido Nítrico.



Irritante

Preparador

____/____/____

Data

Perigo! Forte oxidante. O contato com outros materiais pode causar fogo. Corrosivo. Provoca queimaduras nos olhos, na pele, no trato digestivo e respiratório. Pode ser fatal se inalado. Reagem de forma incompatível com mais de 150 produtos químicos, ver NFPA para maiores detalhes. Reage de forma explosiva com compostos orgânicos e combustíveis.

www.tchequimica.com



Corrosivo



Oxidante

HNO₃ _____ M
Solução de Ácido Nítrico.



Irritante

Preparador

____/____/____

Data

Perigo! Forte oxidante. O contato com outros materiais pode causar fogo. Corrosivo. Provoca queimaduras nos olhos, na pele, no trato digestivo e respiratório. Pode ser fatal se inalado. Reagem de forma incompatível com mais de 150 produtos químicos, ver NFPA para maiores detalhes. Reage de forma explosiva com compostos orgânicos e combustíveis.

www.tchequimica.com

REJEITO PERIGOSO

Estado físico: Líquido Sólido

Incompatibilidades:

Responsável

Inflamável: Sim Não

Telefone

____/____/____
Início da coleta

____/____/____
Coletar até

www.tchequimica.com

REJEITO PERIGOSO

Estado físico: Líquido Sólido

Incompatibilidades:

Responsável

Inflamável: Sim Não

Telefone

____/____/____
Início da coleta

____/____/____
Coletar até

www.tchequimica.com

REJEITO PERIGOSO

Estado físico: Líquido Sólido

Incompatibilidades:

Responsável

Inflamável: Sim Não

Telefone

____/____/____
Início da coleta

____/____/____
Coletar até

www.tchequimica.com



Corrosivo



Tóxico

Formol __,____ M Solução de formol (ou formaldeído).

Preparador / /
Data

Incompatível com amônia, álcalis, tanino, bissulfetos, preparações à base de Ferro, Prata, Potássio e Iodo. Reage com albumina, caseína, Agar-agar formando compostos insolúveis. Reage violentamente com óxidos, nitrometano, carbonato de manganês e peróxidos.
Agente carcinogênico.

www.tchequimica.com



Corrosivo



Tóxico

Formol __,____ M Solução de formol (ou formaldeído).

Preparador / /
Data

Incompatível com amônia, álcalis, tanino, bissulfetos, preparações à base de Ferro, Prata, Potássio e Iodo. Reage com albumina, caseína, Agar-agar formando compostos insolúveis. Reage violentamente com óxidos, nitrometano, carbonato de manganês e peróxidos.
Agente carcinogênico.

www.tchequimica.com



Corrosivo



Tóxico

Formol __,____ M Solução de formol (ou formaldeído).

Preparador / /
Data

Incompatível com amônia, álcalis, tanino, bissulfetos, preparações à base de Ferro, Prata, Potássio e Iodo. Reage com albumina, caseína, Agar-agar formando compostos insolúveis. Reage violentamente com óxidos, nitrometano, carbonato de manganês e peróxidos.
Agente carcinogênico.

www.tchequimica.com

Bibliografia

Livros consultados:

- Brady, J.E. e Huminston, G.E.; Química Geral, Rio de Janeiro, Livros Técnicos e Científicos, Editora S/A, L991.
- Russel, J.B.; Química Geral, São Paulo, Mackron Books do Brasil, 1994.
- Mahan, B.M. E E Myers, R.J.; Química Um Curso Universitário, São Paulo, Editora BliicherLtda, 1993
- Masterton, W. .L. Slowinski, E. J.; Stanitski, C. L.; Princípios de Química, Editora Guanabara Koogan S.A., Rio de Janeiro, 1990.
- Tipler, P.A.; Ótica e Física Moderna, vol. 4, 1991.
- Apostila dos professores do Colégio Estadual Dom João Becker (2003).
- Apsotila do Professor Aknaton Ribeiro do Colégio Farroupilha (2004).
- Química Geral Vol 1, J. E. Brady e G. E. Humiston. Segunda edição. Livros Técnicos e Científicos.
- Química Analítica Qualitativa, A. I. Vogel. Quinta edição. Mestre Jou.
- Minnual Compacto de Química, Gláucia Elaine Bosquilha. Primeira edição. Editora Rideel.
- Química Vol. Único, Vera Novais. Atual editora, 1996.
- Química - Livro Único, T. Y. Utimura e M. Linguanoto.FTD, 1998.
- Química, Vol Único, Usberco e Salvador. Editora Saraiva, 5ª ed, São Paulo, 2002.
- Química na Abordagem do Cotidiano, Vol 1. Tito e Canto. Editora Moderna, 1ª ed, São Paulo, 1993.
- Química Geral, Vol 1. Ricardo Feltre. Editora Moderna. 4ª ed, São Paulo, 1994.
- Química, Vol Único, Sardella. Editora Ática, 5ª ed, São Paulo, 2002.

Sites consultados:

<http://www.tchequimica.com>

<http://elementy.ru/trefil/8>

<http://wug.physics.uiuc.edu/courses/phys150/fall02/slides/lect20/sld006.htm>

http://www.astro.washington.edu/larson/Astro101/LecturesFraknoi/hydrogen_atom.html

<http://www.blazelabs.com/f-p-conv.asp>

<http://theory.uwinnipeg.ca/physics/bohr/node3.html>

<http://www.faqs.org/docs/qp/chap04.html>

<http://physics.gmu.edu/~rms/astro113/lecture1.html>

<http://www.answers.com/topic/bohr-model>

<http://www.iun.edu/~cpanhd/C101webnotes/index.html>

<http://www.control.co.kr/java1/masong/absorb.html>

<http://www.colorado.edu/physics/2000/quantumzone/bohr.html>

http://www.chem.ufl.edu/~itl/2045/lectures/lec_10.html

<http://www.faqs.org/docs/qp/chap04.html>

<http://www.spaceandmotion.com/Physics-Louis-de-Broglie.htm>

<http://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch18/soluble.html>

http://www.launc.tased.edu.au/online/sciences/PhysSci/pschem/soln/Sol_Rule.htm

<http://www.analion.com.br/Condutividade.htm>

http://www.linde-gastherapeutics.com.br/international/web/lg/br/likelgalhbr.nsf/docbyalias/hp_no

http://www.vanderkrogt.net/elements/chemical_symbols.html

<http://alphachisigma.org/alchemy/symbols/>

http://www.levity.com/alchemy/images_s.html
<http://www.lib.umich.edu/tcp/docs/dox/alchem.html>
<http://www.sacredspiral.com/Database/alchemy/alky10.html>
<http://www.wordsources.info/saturn.html>
<http://www.cocemsuacasa.com.br/ebook/pages/3355.htm>
http://members.tripod.com/~netopedia/quimic/calc_quimicos.htm