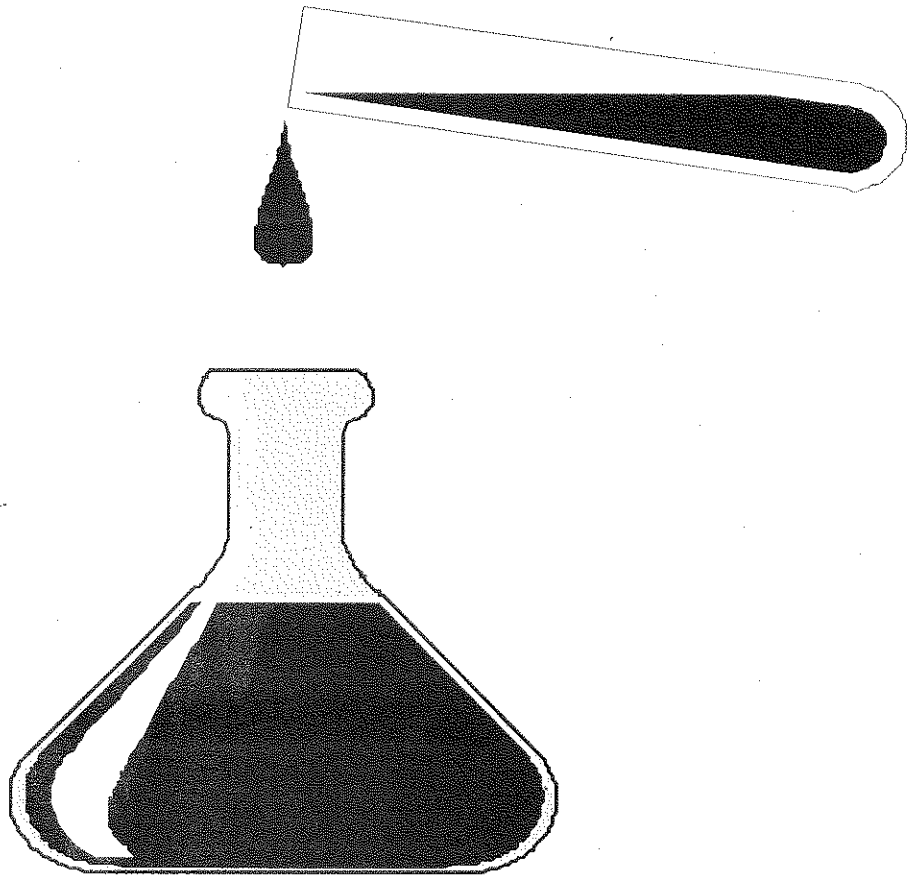


Química

Ensino Médio

ÍNDICE DE QUÍMICA

Matéria e energia 1

Estados físicos 2

Misturas homogêneas e heterogêneas 3

Tabela periódica 5

Ligações químicas 7

Funções orgânicas e inorgânicas 9

Lei de Lavoisier e de Proust 12

Soluções 14

Equilíbrio químico 17

A química do carbono 21

Energia nas reações químicas 28

QUÍMICA

MATÉRIA E ENERGIA

Matéria é tudo o que tem massa e ocupa um lugar no espaço, ou seja, possui volume. A ausência de matéria é vácuo.
Ex.: madeira, ferro, água, areia, ar, ouro e tudo o mais que imaginemos, dentro da definição acima.

Corpo é qualquer porção limitada de matéria.
Ex.: tábua de madeira, barra de ferro, cubo de gelo, pedra.

Objeto é um corpo fabricado ou elaborado para ter aplicações úteis ao homem.
Ex.: mesa, lápis, estátúa, cadeira, faca, martelo.

Energia é a capacidade de realizar trabalho, é tudo o que pode modificar a matéria, por exemplo, na sua posição, fase de agregação, natureza química. É também tudo que pode provocar ou anular movimentos e causar deformações.

Formas de Energia

Energia cinética é a energia associada ao movimento e depende da massa (m) e da velocidade (v) de um corpo.

Energia potencial é aquela que se encontra armazenada num determinado sistema e que pode ser utilizada a qualquer momento para realizar uma tarefa.

Existem dois tipos de energia potencial: a elástica e a gravitacional.

A **energia potencial gravitacional** está relacionada com uma altura (h) de um corpo em relação a um determinado nível de referência.

A **energia potencial elástica** está associada a uma mola ou a um corpo elástico.

A **energia mecânica total** de um corpo é constante e é dada pela soma das energias cinética e potencial.

Observações:

- No Sistema Internacional de Unidades (SI), a energia é expressa em joule (J).

- Existem outra formas de energia: energia elétrica, térmica, luminosa, química, nuclear, magnética, solar (radiante).

Lei da Conservação da Energia

A energia não pode ser criada nem destruída. Sempre que desaparece uma quantidade de uma classe de energia, uma quantidade exatamente igual de outra(s) classe(s) de energia é (são) produzida(s).

Classificação dos Sistemas

A partir das noções de matéria e energia, podemos classificar os sistemas em função da sua capacidade de trocar matéria e energia com o meio ambiente.

Sistema Aberto

Tem a capacidade de trocar tanto matéria quanto energia com o meio ambiente.
Ex.: água em um recipiente aberto (a água absorve a energia térmica do meio ambiente e parte dessa água sofre evaporação).

Sistema Fechado

Tem a capacidade de trocar somente energia com o meio ambiente. Esse sistema pode ser aquecido ou resfriado, mas a sua quantidade de matéria não varia.
Ex.: Um refrigerante fechado.

Sistema Isolado

Não troca matéria nem energia com o sistema. A rigor não existe um sistema completamente isolado.
Ex.: um exemplo aproximado desse tipo de sistema é a garrafa térmica.

Propriedades da Matéria

Propriedades são determinadas características que, em conjunto, vão definir a espécie de matéria. Podemos dividi-las em 3 grupos: gerais, funcionais e específicas.

Propriedades Gerais: são propriedades inerentes a toda espécie de matéria.

Massa: é a medida da quantidade de matéria.
Obs.: é importante saber a diferença entre massa e peso. O peso de um corpo é a força de atração gravitacional sofrida pelo mesmo, ou seja, é a força de atração que o centro da terra exerce sobre a massa dos corpos. O peso de um corpo irá variar em função da posição que ele assumir em relação ao centro da terra, enquanto a massa é uma medida invariável em qualquer local.

Extensão: é o espaço que a matéria ocupa, o seu volume.

Inércia: é a propriedade que os corpos têm de manter o seu estado de movimento ou de repouso inalterado, a menos que alguma força interfira e modifique esse estado.
Obs.: a massa de um corpo está associada à sua inércia, isto é, a dificuldade de fazer variar o seu estado de movimento ou de repouso, portanto, podemos definir massa como a medida da inércia.

Impenetrabilidade: duas porções de matéria não podem ocupar, simultaneamente, o mesmo lugar no espaço.

Divisibilidade: toda matéria pode ser dividida sem alterar a sua constituição, até um certo limite ao qual chamamos de átomo.

Compressibilidade: sob a ação de forças externas, o volume ocupado por uma porção de matéria pode diminuir.
Obs.: de uma maneira geral os gases são mais compressíveis que os líquidos e estes por sua vez são mais compressíveis que os sólidos.

Elasticidade: dentro de um certo limite, se a ação de uma força causar deformação da matéria, ela retornará à forma original assim que essa força deixar de agir.

Porosidade: a matéria é descontínua. Isso quer dizer que existem espaços (poros) entre as partículas que formam qualquer tipo de matéria. Esses espaços podem ser maiores ou menores, tornando a matéria mais ou menos densa.
Ex.: a cortiça apresenta poros maiores que os poros do ferro, logo a densidade da cortiça é bem menor que a densidade do ferro.

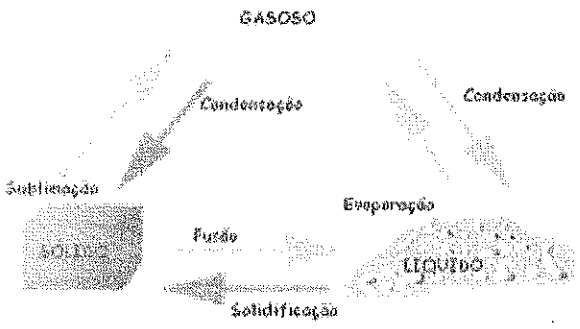
EXERCÍCIOS

Assinale a alternativas incorreta:

a) Matéria é tudo o que tem massa e ocupa um lugar no espaço.
b) Corpo é qualquer porção limitada da matéria.
c) Energia cinética é aquela que se encontra armazenada num sistema.

RESPOSTA
C

ESTADOS FÍSICOS



De um modo geral, as partículas que compõem uma substância podem se organizar de diferentes formas. Essas diferentes formas estão relacionadas ao seu estado físico.

As partículas podem estar mais unidas ou mais afastadas, de acordo com as condições de temperatura e de pressão a que a matéria esteja sendo submetida.

Alterando essas condições, podemos efetuar mudanças no estado físico da matéria. Basicamente, os estados físicos da matéria são três: sólido, líquido e gasoso.

O estado sólido

Nos corpos sólidos, as partículas que os constituem ficam muito próximas umas das outras.

No estado sólido, a matéria:

- Tem forma própria. Uma aliança de ouro terá sempre a mesma forma, onde quer que seja colocada (dentro de um cofre, sobre a mesa, no bolso da calça, etc.);
- Tem volume definido. Medindo as dimensões da aliança de ouro, você poderá determinar o seu volume.

Na maioria dos casos, corpos sólidos se transformam em líquidos ou gasosos quando aquecidos a temperatura elevada ou quando a pressão a que estão submetidos é reduzida.

O estado líquido

No estado líquido, em geral, a matéria apresenta suas partículas mais afastadas umas das outras do que no estado sólido. Isso permite que elas se movimentem, tornando a matéria fluida.

No estado líquido, a matéria é geralmente constituída por moléculas e:

- Não tem forma própria. Experimente despejar a água de uma garrafa em outro recipiente qualquer: ela tomará nova forma. Como todos os líquidos, a água adquire a forma do recipiente que a contém;

- Tem volume constante. Encha de água uma garrafa de 1 L de capacidade. A seguir, despeje a água em outro recipiente. Ela muda de forma, mas seu volume permanece o mesmo (1 L).

O estado gasoso

Em condições ambientais, a matéria no estado gasoso é constituída por átomos ou moléculas, que estão bem afastados uns dos outros, permitindo a sua grande movimentação.

No estado gasoso, a matéria:

- Não tem forma nem volume definidos. O gás contido num recipiente pode ser comprimido ou expandido; consequentemente, seu volume pode diminuir e aumentar.

As mudanças de estado físico

Dois fatores que influem na mudança de estado físico da matéria: a temperatura e a pressão.

O aumento da temperatura faz com que as moléculas ou partículas da matéria se movimentem com maior velocidade. Já o aumento da pressão faz com que as moléculas fiquem mais próximas. Um atua contrariamente ao outro. Se quisermos manter a matéria no mesmo estado físico, devemos compensar qualquer mudança nas condições de pressão com outra mudança de temperatura, e vice-versa.

Fusão

Fusão é a passagem de uma substância do estado sólido para o estado líquido.

Os sólidos puros sofrem fusão sempre a uma temperatura e pressão determinadas. A essa temperatura chamamos ponto de fusão. Até o fim de todo o processo de fusão, essa temperatura permanece inalterada.

Veja, na tabela abaixo, qual é o ponto de fusão de algumas substâncias, à pressão normal (1 atm). Pressão normal é, aproximadamente, a pressão atmosférica ao nível do mar (a pressão atmosférica varia com as condições climáticas). Sua medida é de 1 atmosfera (1 atm). Aumentando a altitude, a pressão atmosférica diminui.

Substância	Ponto de fusão (°C)
Gelo	0
Chumbo	327
Prata	960
Ouro	1063
Ferro	1563
Platina	1765
Cobre	1803

Embora o ponto de fusão seja pouco sensível ao efeito da pressão, podemos alterar o ponto de fusão de uma substância alterando a pressão exercida sobre ela. De um modo geral, quanto maior a pressão que exercemos sobre um sólido, mais alto se tornará seu ponto de fusão. Algumas poucas substâncias têm seu ponto de fusão abaixado com o aumento de pressão, como o gelo.

Solidificação

Solidificação é a transformação de uma substância do estado líquido para o estado sólido. É o processo inverso da fusão.

O ponto de solidificação é o mesmo que o de fusão. Como na fusão, a temperatura permanece constante durante todo processo.

Vaporização

Vaporização é a transformação de uma substância do estado líquido para o estado gasoso.

Existem dois tipos de vaporização: ebulição e evaporação.

A ebulição ocorre quando fornecemos calor a um líquido ou reduzimos a pressão que atua sobre ele. Colocando-se uma panela com água começará a ferver, isto é, entrará em ebulição, e bolhas de vapor se formarão em toda a parte líquida.

Durante todo processo de ebulição, ou seja, até que todo líquido se vaporize, a uma pressão constante, a temperatura permanece constante. A essa temperatura denominamos ponto de ebulição, que é particular a cada líquido puro.

Ao contrário do ponto de fusão, o ponto de ebulição é bastante sensível à variação da pressão externa. O aumento da pressão externa faz com que o ponto de ebulição de um líquido puro aumente, ocorrendo o inverso quando a pressão externa é diminuída.

A evaporação é a mudança lenta de uma substância líquida em vapor. Pode ocorrer espontaneamente, dependendo das condições ambientes. Podemos constatar a evaporação na secagem de roupas no varal, de poças de água, da água das chuvas, dos rios, etc.

Fatores que favorecem a evaporação:

- Aumento da temperatura;
- Diminuição de pressão atmosférica;
- Maior superfície de contato com o ambiente;
- Ventilação (quando o vento não traz umidade).

Condensação

Condensação é a mudança de uma substância do estado gasoso para o estado líquido.

Você já teve oportunidade de observar que a tampa da panela em que cozinhamos alimentos fica cheia de gotinhas de água? Você sabe por que isso ocorre? Durante a ebulição, a água se transforma em vapor que, ao tocar a superfície fria da tampa volta novamente ao estado líquido. É o fenômeno da condensação, também chamado de liquefação.

Numa determinada pressão, cada substância se condensa a uma determinada temperatura. É o seu ponto de condensação, que é igual ao ponto de ebulição.

Sublimação

Sublimação é a passagem direta de uma substância do estado sólido para o estado de vapor, e vice-versa.

Você já deve ter observado que as bolinhas de naftalina colocadas em gavetas diminuem de tamanho com o tempo. Por que isso acontece?

Existem substâncias sólidas, como a naftalina, a cânfora, o benjoim e o iodo, que nas condições habituais de pressão e temperatura em que vivemos transformam espontaneamente em vapor, sem passar pelo estado líquido.

Quando o vapor dessas substâncias se resfria pode ocorrer o fenômeno inverso: voltam ao estado sólido. Ambos os fenômenos chamam-se sublimação.

EXERCÍCIOS

1 – Passagem de uma substância do estado sólido para o líquido:

a) solidificação
b) vaporização
c) fusão
d) condensação

2 – Qual estado físico tem forma própria?

a) estado sólido
b) estado líquido
c) estado gasoso

RESPOSTAS	
1 - C	2 - A

MISTURAS HOMOGÊNEAS E HETEROGÊNEAS

Uma mistura é constituída por duas ou mais substâncias puras, sejam elas simples ou compostas. As proporções entre os constituintes de uma mistura podem ser alterados por processos químicos, como a destilação. Todas as substâncias que compartilham um mesmo sistema, portanto, constituem uma mistura. Não se pode, entretanto, confundir misturar com dissolver. Água e óleo, por exemplo, misturam-se mas não se dissolvem. Isso torna o sistema água + óleo uma mistura, não uma solução.

Existem três tipos fundamentais de misturas: as **homogêneas** (homo: igual), as **heterogêneas** (hetero: diferente) e as **coloidais**.

Mistura heterogênea

Uma mistura é dita heterogênea quando apresenta duas ou mais fases e os componentes da mistura são perceptíveis.

Observação: a visualização não é, necessariamente, a olho nu. As fases de uma mistura heterogênea podem ser detectadas no microscópio ou separadas em uma centrífuga. Como exemplos têm-se o sangue e o leite.

Mistura homogênea

A mistura homogênea é aquela cujas substâncias constituintes não podem ser identificadas, pois possuem as mesmas propriedades em toda a sua extensão.

Tais substâncias sofrem dissolução, ou seja, a sua mistura produz somente uma fase. Isso quer dizer que toda mistura homogênea é uma solução, ou seja, mistura homogênea é um conjunto de substâncias solúveis entre si. Um exemplo é a mistura da água com álcool: quando misturadas essas duas substâncias é impossível distinguir uma da outra.Outro exemplo é a mistura de água e sal de cozinha, seguindo o mesmo padrão da mistura anterior.

Misturas coloidais

Nas misturas coloidais, os componentes da mistura não se distinguem a olho nu, contudo se usarmos um instrumento de ampliação, como um microscópio, é possível distinguir os diferentes componentes da mistura.

Por exemplo, se observarmos uma gota de sangue a olho nu não conseguimos identificar os seus componentes, mas se observarmos essa gota ao microscópio, distinguimos os glóbulos brancos, os glóbulos vermelhos, as plaquetas, etc.

Gases formam misturas homogêneas, exceto quando suas densidades são muito diferentes, como o hexafluoreto de urânio (UF6) com hélio (He).

Misturas Azeotrópicas e Eutéticas

Algumas misturas apresentam características iguais às de elementos ou compostos químicos na hora da ebulição ou de fusão.

Misturas Azeotrópicas: são misturas em que o ponto de ebulição não se altera, em temperatura constante, comportando-se como um composto químico ou um elemento. Esse tipo de mistura acontece quando o ponto de ebulição atinge o patamar. É muito comum entre líquidos. Ex.: O álcool hidratado é uma mistura azeotrópica, isso se deve porque esse álcool está misturado à água em uma proporção onde é impossível separar pela ebulição, já que a temperatura se mantém constante. PE = 78,5°C; PF = -177°C; P = 0,79g/cm³ são os pontos de fusão (PF) e ebulição (PE) do álcool.

Misturas Eutéticas: são misturas em que o ponto de fusão dos elementos que a compõem são maiores que o da mistura eutética. Isso é muito comum em misturas entre metais. Ex.: o bronze é uma mistura de cobre com o estanho, impossível separar por fusão.

Separação de misturas

Decantação: permite a separação de líquidos imiscíveis (que não se misturam) ou um sólido precipitado num líquido. Exs.: água e areia, água e óleo vegetal. Pode-se aproveitar a pressão atmosférica e a gravidade para auxiliar no processo de decantação. Um dos líquidos pode ser retirado por sifonação, que é a transferência, através de uma mangueira, de um líquido em uma posição mais elevada para outra, num nível mais baixo. Pode-se ainda usar o princípio da decantação para a separação de misturas sólido-gás (câmara de poeira). A mistura sólido-gás atravessa um sistema em zigue-zague, o pó, sendo mais denso, se deposita pelo trajeto.

Filtração: este é um método de separação muito presente no laboratório químico e também no cotidiano. É usado para separar um sólido de um líquido ou sólido de um gás, mesmo que o sólido se apresente em suspensão. A mistura atravessa um filtro poroso, onde o material particulado fica retido.

Centrifugação: para separar líquidos imiscíveis (que não se misturam) ou um líquido de um sólido insolúvel em suspensão. Para fazer uma centrifugação, é preciso uma centrifugadora. Esta máquina faz rodar a mistura (na qual uma das partes tem que ser líquida) a alta velocidade, provocando a separação pela ação da força que é aplicada (do centro para fora). A separação dá-se devido às diferenças de densidades dos materiais. Normalmente, uma centrifugação é seguida de uma decantação. Ex: separar glóbulos vermelhos do plasma sanguíneo; separar a nata do leite.

Cristalização: separa um sólido cristalino de uma solução. Na cristalização, há uma evaporação do solvente de uma solução provocando o aparecimento de cristais do soluto. Ex: o aparecimento do sal nas salinas.

Destilação: separa líquido(s) de sólido(s) dissolvido(s) ou líquido(s) de líquido(s). Na destilação, acontecem duas mudanças de estado consecutivas: uma ebulição (vaporização) seguida de uma condensação. Na ebulição, é retirado da mistura o componente com o ponto de ebulição mais baixo, e na condensação esse componente volta à sua forma líquida. Existe um tipo de destilação, a destilação fracionada, que permite a separação de vários líquidos com pontos de ebulição muito próximos. Ex: obtenção de água destilada, aguardentes; separação dos diferentes componentes do petróleo.

Destilação fracionada: é um método de separação de líquidos que participem de mistura homogênea ou heterogênea. Quanto mais distantes forem os pontos de ebulição destes líquidos, mais eficiente será o processo de destilação. Eleva-se a temperatura até que se alcance o ponto de ebulição do líquido que apresente valor mais baixo para esta característica e aguarda-se, controlando a temperatura, a completa destilação deste. Posteriormente, permite-se que a temperatura se eleve até o ponto de ebulição do segundo líquido. Quanto mais próximos forem os pontos de ebulição dos líquidos, menor o grau de pureza das frações destiladas. A destilação fracionada é usada na obtenção das diversas frações do petróleo. Nos alambiques, este tipo de destilação é usado na obtenção de bebidas como a cachaça e o uísque.

Cromatografia: para separar substâncias com diferentes solubilidades num determinado soluto. Na cromatografia, uma mistura é arrastada (por um solvente apropriado) num meio poroso e absorvente. Como diferentes substâncias têm diferentes velocidades de arrastamento num determinado solvente, ao fim de algum tempo há uma separação dos constituintes da mistura. Este processo é normalmente usado para pequenas quantidades de amostra. Ex: separação dos componentes de uma tinta.

Separação Magnética: consegue separar componentes que tenham propriedades magnéticas dos que não as possuem. Aproveitam-se as propriedades magnéticas de um dos componentes da mistura para o separar dos outros. Ex: areia e limalha de ferro; enxofre e limalha de ferro.

Extração por Solvente: para usar este processo, usa-se um solvente que só dissolve um dos constituintes da mistura.Ex: extração da cafeína do chá, usando clorofórmio; remover o iodo da água de iodo, com clorofórmio.

Catação: é um método de separação bastante rudimentar, usado para separação de sistemas sólido-sólido. Baseia-se na identificação visual dos componentes da mistura e na separação dos mesmos separando-os manualmente. É o método utilizado na limpeza do feijão antes do cozimento.

Peneiração: também conhecido como tamisação, este método é usado na separação de sistemas sólido-sólido, onde um dos dois componentes apresente granulometria que permita que o mesmo fique preso nas malhas de uma peneira.

Ventilação: método de separação para sistemas sólido-sólido, onde um dos componentes pode ser arrastado por uma corrente de ar. Um bom exemplo é a separação da casca e do caroço do amendoim torrado.

Levigação: a água corrente arrasta o componente menos denso e o mais denso deposita-se no fundo do recipiente. Um bom exemplo é a lavagem da poeira do arroz ou até mesmo a separação do ouro, em garimpos.

Fusão Fracionada: processo usado para separar sólidos cujos pontos de fusão são muito diferentes (Transformação do sólido para o líquido). Exemplo: Ouro e bronze, que tem a densidade diferente, ocasionando a fusão mais rápida do bronze.

Solidificação Fracionada: Processo usado para separar líquidos cujo ponto de solidificação são muito diferentes.

Flotação: técnica de separação muito usada na indústria de minerais, na remoção de tinta de papel e no tratamento de água, entre outras utilizações. A técnica utiliza diferenças nas propriedades superficiais de partículas diferentes para as separar. As partículas a serem flotadas tornam-se hidrofóbicas pela adição dos produtos químicos apropriados. Então, fazem-se passar bolhas de ar através da mistura e as partículas que se pretende recolher ligam-se ao ar e deslocam-se para a superfície, onde se acumulam sob a forma de espuma. Exemplo: Separar a serragem da areia, que usa a água para separá-los; fazendo a serragem ficar na superfície e a areia no fundo do pote.

EXERCÍCIOS

1 – Mistura que apresenta duas ou mais fases e os componentes da mistura são perceptíveis:

a) mistura homogênea
b) mistura heterogênea
c) mistura azeotrópica
d) mistura eutética

2 – Método utilizado para separar um sólido de um líquido ou sólido de um gás.

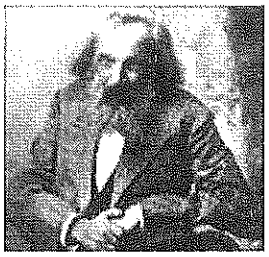
a) destilação
b) catação
c) levigação
d) filtração

RESPOSTAS	
1 - B	2 - D

TABELA PERIÓDICA

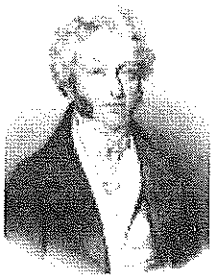
A tabela periódica dos elementos químicos é a disposição sistemática dos elementos, na forma de uma tabela, em função de suas propriedades. São muito úteis para se preverem as características e tendências dos átomos. Permite, por exemplo, prever o comportamento de átomos e das moléculas deles formadas, ou entender porque certos átomos são extremamente reativos enquanto outros são praticamente inertes. Permite prever propriedades como eletronegatividade, raio iônico, energia de ionização. Enfim, fazer inferências químicas plausíveis.

A tabela periódica consiste num ordenamento dos elementos conhecidos de acordo com as suas propriedades físicas e químicas, em que os elementos que apresentam as propriedades semelhantes são dispostos em colunas. Este ordenamento foi proposto pelo químico russo Dmitri Mendeleev (foto), substituindo o ordenamento pela massa atômica. Ele publicou a tabela periódica em seu livro Princípios da Química em 1869, época em que eram conhecidos apenas cerca de 60 elementos químicos.



Em 1789, Antoine Lavoisier publicou uma lista de 33 elementos químicos. Embora Lavoisier tenha agrupado os elementos em gases, metais, não-metais e terras, os químicos passaram o século seguinte à procura de um esquema de construção mais precisa. Em 1829, Johann Wolfgang Döbereiner observou que muitos dos elementos poderiam ser agrupados em tríades (grupos de três) com base em suas propriedades químicas. Lítio, sódio e potássio, por exemplo, foram agrupados como sendo metais suaves e reativos. Döbereiner observou também que, quando organizados por peso atômico, o segundo membro de cada tríade tinha aproximadamente a média do primeiro e do terceiro.

O químico alemão Leopold Gmelin (foto) trabalhou com esse sistema e por volta de 1843 ele tinha identificado dez tríades, três grupos de quatro, e um grupo de cinco. Jean Baptiste Dumas publicou um trabalho em 1857 descrevendo as relações entre os diversos grupos de metais. Embora diversos químicos eram capazes de identificar relações entre pequenos grupos de elementos, ainda tinham que construir um esquema que abrangesse todos eles.



O químico alemão August Kekulé havia observado em 1858 que o carbono tem uma tendência de ligar-se a outros elementos em uma proporção de um para quatro. O metano, por exemplo, tem um átomo de carbono e quatro átomos de hidrogênio. Este conceito tornou-se conhecido como valência. Em 1864, o também químico alemão Julius Lothar Meyer publicou uma tabela com os 49 elementos conhecidos organizados pela valência. A tabela revelava que os elementos com propriedades semelhantes frequentemente partilhavam a mesma valência.

O químico inglês John Newlands publicou uma série de trabalhos em 1864 e 1865 que descreviam sua tentativa de classificar os elementos: quando listados em ordem crescente de peso atômico, semelhantes propriedades físicas e químicas retornavam em intervalos de oito, que ele comparou a oitavas de músicas. Esta lei das oitavas, no entanto, foi ridicularizada por seus contemporâneos.

O professor de química russo Dmitri Ivanovich Mendeleiev e Julius Lothar Meyer publicaram de forma independente as suas tabelas periódicas em 1869 e 1870, respectivamente. Ambos construíram suas tabelas de forma semelhante: listando os elementos de uma linha ou coluna em ordem de peso atômico e iniciando uma nova linha ou coluna quando as características dos elementos começavam a se repetir.

O sucesso da tabela de Mendeleiev surgiu a partir de duas decisões que ele tomou: a primeira foi a de deixar lacunas na tabela quando parecia que o elemento correspondente ainda não tinha sido descoberto. Mendeleev não fora o primeiro químico a fazê-lo, mas ele deu um passo adiante ao usar as tendências em sua tabela periódica para predizer as propriedades desses elementos em falta, como o gálio e o germânio. A segunda decisão foi ocasionalmente ignorar a ordem sugerida pelos pesos atômicos e alternar elementos adjacentes, tais como o cobalto e o níquel, para melhor classificá-los em famílias químicas.

Com o desenvolvimento das teorias de estrutura atômica, tornou-se aparente que Mendeleev tinha, inadvertidamente, listado os elementos por ordem crescente de número atômico.

Com o desenvolvimento das modernas teorias mecânica quânticas de configuração de elétrons dentro de átomos, ficou evidente que cada linha (ou período) na tabela correspondia ao preenchimento de um nível quântico de elétrons.

Na tabela original de Mendeleiev, cada período tinha o mesmo comprimento. No entanto, porque os átomos maiores têm sub-níveis, tabelas modernas têm períodos cada vez mais longos na parte de baixo da tabela.

Em 1913, através do trabalho do físico inglês Henry G. J. Moseley (foto), que mediu as frequências de linhas espectrais específicas de raios X de um número de 40 elementos contra a carga do núcleo (Z), pôde-se identificar algumas inversões na ordem correta da tabela periódica, sendo, portanto, o primeiro dos trabalhos experimentais a ratificar o modelo atômico de Bohr.

O trabalho de Moseley serviu para dirimir um erro em que a Química se encontrava na época por desconhecimento: até então os elementos eram ordenados pela massa atômica e não pelo número atômico.

Nos anos que se seguiram após a publicação da tabela periódica de Mendeleiev, as lacunas que ele deixou foram preenchidas quando os químicos descobriram mais elementos químicos.

O último elemento de ocorrência natural a ser descoberto foi o frâncio (referido por Mendeleiev como eka-césio) em 1939. A tabela periódica também cresceu com a adição de elementos sintéticos e transurânicos. O primeiro elemento transurânico a ser descoberto foi o netúnio, que foi formado pelo bombardeamento de urânio com nêutrons num ciclotron em 1939.

Classificação Periódica dos Elementos Químicos

Metais Alcalinos
Metais Alcalinos-terrosos
Metais de transição
Lantanídeos
Actinídeos
Outros metais
Não-Metais
Gases nobres

H — Gasoso
C — Sólido
Hg — Líquido
Rf — Desconhecido

Elementos de transição

	1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	1 H Hidrogênio																	2 He Hélio
2	3 Li Lítio	4 Be Berílio											5 B Boro	6 C Carbono	7 N Nitrogênio	8 O Oxigênio	9 F Flúor	10 Ne Néonio
3	11 Na Sódio	12 Mg Magnésio											13 Al Alumínio	14 Si Silício	15 P Fósforo	16 S Enxofre	17 Cℓ Cloro	18 Ar Argônio
4	19 K Potássio	20 Ca Cálcio	21 Sc Escândio	22 Ti Titânio	23 V Vanádio	24 Cr Cromo	25 Mn Manganês	26 Fe Ferro	27 Co Cobalto	28 Ni Níquel	29 Cu Cobre	30 Zn Zinco	31 Ga Gálio	32 Ge Germânio	33 As Arsênio	34 Se Selênio	35 Br Bromo	36 Kr Criptônio
5	37 Rb Rubídio	38 Sr Estrôncio	39 Y Itrio	40 Zr Zircônio	41 Nb Nióbio	42 Mo Molibdênio	43 Tc Tecnécio	44 Ru Rutênio	45 Rh Ródio	46 Pd Paládio	47 Ag Prata	48 Cd Cádmio	49 In Índio	50 Sn Estanho	51 Sb Antimônio	52 Te Telúrio	53 I Iodo	54 Xe Xenônio
6	55 Cs Césio	56 Ba Bário	57 - 71 *	72 Hf Háfnio	73 Ta Tântalo	74 W Tungstênio	75 Re Rênio	76 Os Ósmio	77 Ir Irídio	78 Pt Platina	79 Au Ouro	80 Hg Mercúrio	81 Tl Tálio	82 Pb Chumbo	83 Bi Bismuto	84 Po Polônio	85 At Astato	86 Rn Radônio
7	87 Fr Frâncio	88 Ra Rádio	89-103 **	104 Rf Rutherfórdio	105 Db Dúbnio	106 Sg Seaborgio	107 Bh Bóhrio	108 Hs Hássio	109 Mt Meitnério	110 Uun Ununílio	111 Uuu Unúnlio	112 Uub Ununbio	113 Uut Ununtrio	114 Uuq Ununquadio	115 Uup Ununpentio	116 Uuh Ununhexio	117 Uus Ununseptio	118 Uuo Ununoctio

* 6	57 La Lantânio	58 Ce Cério	59 Pr Praseodímio	60 Nd Neodímio	61 Pm Promécio	62 Sm Samário	63 Eu Europio	64 Gd Gadolínio	65 Tb Térbio	66 Dy Disprósio	67 Ho Hólmio	68 Er Érbio	69 Tm Túlio	70 Yb Itérbio	71 Lu Lutécio
** 7	89 Ac Actínio	90 Th Tório	91 Pa Protactínio	92 U Urânio	93 Np Netúnio	94 Pu Plutônio	95 Am Amerício	96 Cm Cúrio	97 Bk Berquélio	98 Cf Califórnio	99 Es Einstínio	100 Fm Férmio	101 Md Mendelévio	102 No Nobélio	103 Lw Laurêncio

1 — Número atômico
H — Símbolo atômico
Hidrogênio — Nome do Elemento

www.tabela.oxigenio.com

LIGAÇÕES QUÍMICAS

As ligações químicas são uniões estabelecidas entre átomos para formarem as moléculas, que constituem a estrutura básica de uma substância ou composto. Na Natureza, existem aproximadamente uma centena de elementos químicos. Os átomos destes elementos químicos ao se unirem formam a grande diversidade de substâncias químicas.

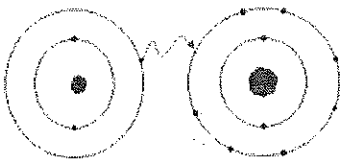
Para exemplificar, podemos citar o alfabeto em que podemos juntar as letras para formar as palavras. Os átomos, comparando, seriam as letras e, as moléculas seriam as palavras. Na escrita, não podemos simplesmente ir juntando as letras para a formação de palavras: *aasc* em português não tem significado (salvo se corresponder a uma sigla); porém se organizarmos essas letras teremos *casa* que já tem o seu significado. Assim como na escrita, a união estabelecida entre átomos não ocorre de qualquer forma, deve haver condições apropriadas para que a ligação entre os átomos ocorra, tais como: afinidade, contato, energia etc. As ligações químicas podem ocorrer através da doação e recepção de elétrons entre os átomos (ligação iônica). Como exemplo NaCl (cloreto de sódio). Compostos iônicos conduzem eletricidade no estado líquido ou dissolvido. Eles normalmente têm um alto ponto de fusão e alto ponto de ebulição. Outro tipo de ligações químicas ocorre através do compartilhamento de elétrons: a ligação covalente. Como exemplo H_2O (água).

Existe também a ligação metálica onde os elétrons das últimas camadas dos átomos do metal saltam e passam a se movimentar livremente entre os átomos criando uma fôrça de atração entre os átomos do metal, neste caso, não há perda de elétrons.

Teoria do Octeto

Um grande número de elementos adquire estabilidade eletrônica quando seus átomos apresentam oito elétrons na sua camada mais externa. Existem exceções para essa teoria como o Hidrogênio (H) e o Hélio (He), onde ambos se estabilizam com dois elétrons na última camada, ainda temos o caso do átomo de carbono que é tetravalente (pode realizar quatro ligações), além dele todos os átomos que pertencem à família de número 14 da tabela periódica são tetravalentes e sendo assim encontram-se no eixo central dessa regra (Octeto), nesses casos os átomos optam por fazer 4 ligações simples entre diferentes átomos.

Ligações Iônicas ou Eletrovalentes



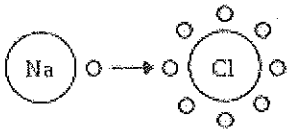
Configuração Eletrônica de lítio e flúor. O Lítio tem um elétron em sua camada de valência, mantido com dificuldade porque sua energia de ionização é baixa. O Flúor possui 7 elétrons em sua camada de valência. Quando um elétron se move do lítio para o flúor, cada íon adquire a configuração de gás nobre. A energia de ligação proveniente da atração eletrostática dos dois íons de cargas opostas tem valor negativo suficiente para que a ligação se torne estável.

Ligações Iônicas são um tipo de ligação química baseada na atração eletrostática entre dois íons carregados com cargas opostas. Na formação da ligação iônica, um metal tem uma grande tendência a perder elétron(s), formando um íon positivo ou cátion. Isso ocorre devido à baixa energia de ionização de um metal, isto é, é necessária pouca energia para remover um elétron de um metal. Simultaneamente, o átomo de um ametal (não-metal) possui uma grande tendência a ganhar elétron(s), formando um íon de carga negativa ou ânion.

Isso ocorre devido à sua grande afinidade eletrônica. Sendo assim, os dois íons formados, cátion e ânion, se atraem devido a forças eletrostáticas e formam a ligação iônica. Se estes processos estão interligados, ou seja, o(s) elétron(s) perdido(s) pelo metal é(são) ganho(s) pelo ametal, então, seria "como se fosse" que, na ligação iônica, houvesse a formação de íons devido à "transferência" de elétrons do metal para o ametal. Esta analogia simplista é muito utilizada no Ensino Médio, que destaca que a ligação iônica é a única em que ocorre a transferência de elétrons. A regra do octeto pode ser utilizada para explicar de forma simples o que ocorre na ligação iônica. Exemplo: Antes da formação da ligação iônica entre um átomo de sódio e cloro, as camadas eletrônicas se encontram da seguinte forma:

$_{11}Na$ - K = 2; L = 8; M = 1
$_{17}Cl$ - K = 2; L = 8; M = 7

O sódio possui 1 elétron na última camada (camada M). Bastaria perder este elétron para que ele fique "estável" com 8 elétrons na 2ª camada (camada L). O cloro possui 7 elétrons na sua última camada (camada M). É bem mais fácil ele receber 1 elétron e ficar estável do que perder 7 elétrons para ficar estável, sendo isto o que acontece. Sendo assim, é interessante ao sódio doar 1 elétron e ao cloro receber 1 elétron. No esquema abaixo, está representado este processo, onde é mostrado apenas a camada de valência de cada átomo. Seria como se fosse que os átomos se aproximam e ocorre a transferência de elétron do sódio para o cloro:



O resultado final da força de atração entre cátions e ânions é a formação de uma substância sólida, em condições ambientes (25 °C, 1 atm). Não existem moléculas nos sólidos iônicos. Em nível microscópico, a atração entre os íons acaba produzindo aglomerados com formas geométricas bem definidas, denominadas retículos cristalinos. No retículo cristalino cada cátion atrai simultaneamente vários ânions e vice-versa.

Características dos compostos iônicos

- Apresentam forma definida, são sólidos nas condições ambientes;
- Possuem altos ponto de fusão e ponto de ebulição;
- Conduzem corrente elétrica quando dissolvidos em água ou fundidos.

OBS.: O hidrogênio faz ligação iônica com metais também. Embora possua um elétron, não é metal, logo, não tende a perder esse elétron. Na verdade, o hidrogênio tende a receber um elétron ficando com configuração eletrônica igual à do gás hélio.

Ligações Covalentes ou Moleculares

Ligação covalente ou **molecular** é aquela onde os átomos possuem a tendência de compartilhar os elétrons de sua camada de valência, ou seja, de sua camada mais instável. Neste tipo de ligação, não há a formação de íons, pois as estruturas formadas são eletronicamente neutras, como o exemplo abaixo, do oxigênio. Ele necessita de dois elétrons para ficar estável e o H irá compartilhar seu elétron com o O. Sendo assim o O ainda necessita de um elétron para se estabilizar, então é preciso de mais um H e esse H compartilha seu elétron com o O, estabilizando-o. Sendo assim é formado uma molécula o H_2O.

Obs:: Ao compartilharem elétrons, os átomos podem originar uma ou mais substâncias simples diferentes. Esse fenômeno é denominado alotropia. Essas substâncias são chamadas de variedades alotrópicas. As variedades podem diferir entre si pelo número de átomos no retículo cristalino. Ex.: Carbono, Oxigênio, Enxofre, Fósforo.

Características dos compostos moleculares

- Podem ser encontrados nos três estados físicos;

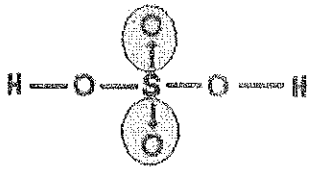
- Apresentam ponto de fusão e ponto de ebulição menores que os compostos iônicos;

- Quando puros, não conduzem eletricidade;

- Quando no estado sólido podem apresentar dois tipos de retículos cristalinos (R. C. Moleculares, R. C. Covalente).

Ligações Covalentes Dativa ou Coordenada

Este tipo de ligação ocorre quando os átomos envolvidos já atingiram a estabilidade com os oito ou dois elétrons na camada de valência. Sendo assim eles compartilham seus elétrons disponíveis, como se fosse um empréstimo para satisfazer a necessidade de oito elétrons do elemento com o qual está se ligando.



Ligação metálica

A ligação metálica ocorre entre metais, isto é, átomos de alta eletropositividade.

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.

Nos corpos condutores, muitos dos elétrons se movimentam livremente no cristal, de forma desordenada, isto é, em todas as direções. E, justamente por ser caótico, esse movimento não resulta em qualquer deslocamento de carga de um lado a outro do cristal.

Aquecendo-se a ponta de uma barra de metal, coloca-se em agitação os átomos que a formam e os que lhe estão próximos. Os elétrons aumentam suas oscilações e a energia se propaga aos átomos mais internos.

Neste tipo de cristal, os elétrons livres servem de meio de propagação do calor - chocam-se com os átomos mais velozes, aceleram-se e vão aumentar a oscilação dos mais lentos.

A possibilidade de melhor condutividade térmica, portanto, depende da presença de elétrons livres no cristal. Estudando-se o fenômeno da condutibilidade elétrica, nota-se que, quando é aplicada uma diferença de potencial, por meio de uma fonte elétrica às paredes de um cristal metálico, os elétrons livres adquirem um movimento ordenado: passam a mover-se do polo negativo para o polo positivo, formando um fluxo eletrônico orientado na superfície do metal, pois como se trabalha com cargas de mesmo sinal, estas procuram a maior distância possível entre elas. Quanto mais elétrons livres no condutor, melhor a condução se dá.

Os átomos de um metal têm grande tendência a perder elétrons da última camada e transformar-se em cátions. Esses elétrons, entretanto, são simultaneamente atraídos por outros íons, que então o 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.

Os átomos mantêm-se no interior da rede não só por implicações geométricas, mas também por apresentarem um tipo peculiar de ligação química, denominada ligação metálica.

A união dos átomos que ocupam os "nós" de uma rede cristalina dá-se por meio dos elétrons de valência que compartilham (os situados em camadas eletrônicas não são completamente cheias). A disposição resultante é a de uma malha formada por íons positivos e uma nuvem eletrônica.

Teoria da nuvem eletrônica

Segundo essa teoria, alguns átomos do metal "perdem" ou "soltam" elétrons de suas últimas camadas; esses elétrons ficam "passeando" entre os átomos dos metais e funcionam como uma "cola" que os mantém unidos.

Existe uma força de atração entre os elétrons livres que movimentam-se pelo metal e os cátions fixos.

Propriedade dos metais

- Brilho metálico característico;

- Resistência à tração;

- Condutibilidade elétrica e térmica elevadas;

- Alta densidade;

- Maleabilidade (se deixarem reduzir à chapas e lâminas finas);

- Ductilidade(se deixarem transformar em fios);

- Ponto de fusão elevado;

- Ponto de ebulição elevado.

EXERCÍCIOS

1 – Tipo de ligação química baseada na atração eletrostática entre dois íons carregados com cargas opostas:

a) ligações covalentes
b) ligações covalentes dativa
c) ligações iônicas
d) nenhuma das alternativas

2 – São 3 as características dos compostos iônicos. Assinale a incorreta:

a) Apresentam forma definida, são sólidos nas condições ambientes;
b) Possuem altos ponto de fusão e ponto de ebulição;
c) Conduzem corrente elétrica quando dissolvidos em água ou fundidos.
d) Ponto de ebulição elevado.

RESPOSTAS	
1 - C	2 - D

FUNÇÕES ORGÂNICAS E INOGÂRNICAS

Propriedades funcionais são propriedades comuns a determinados grupos de matérias, identificadas pela função que desempenham, denominadas de funções químicas.

As **funções químicas** são um conjunto de substâncias com propriedades químicas semelhantes, que podem ser divididas em orgânicas e inorgânicas.

Funções orgânicas são aquelas constituídas pelo elemento carbono, estudadas pela química orgânica. A química orgânica estuda os compostos que contém carbono e a propriedade típica do carbono é a formação de cadeias. É chamada de orgânica porque inicialmente os cientistas pensavam que eles só podiam ser encontrados nos seres vivos ou fósseis. Hoje, um grande número de compostos de carbono pode ser produzido em laboratório para utilização na indústria. Certos medicamentos, plásticos e pesticidas, por exemplo, são substâncias orgânicas sintéticas.

Existem algumas substâncias que possuem átomo de carbono, mas que fogem a este critério de classificação, por possuírem propriedades de compostos inorgânicos, dentre as quais destacam-se: CO (monóxido de carbono), CO_2 (dióxido de carbono), KCN (cianeto de potássio), $CaCO_3$ (carbonato de cálcio), Na_2CO_3 (carbonato de sódio), H_2CO_3 (ácido carbônico), entre outros.

Funções inorgânicas são aquelas constituídas por todos os demais elementos químicos que constituem os ácidos, bases, sais e óxidos, estudados pela química inorgânica. A química mineral ou inorgânica abrange o estudo dos metalóides e dos metais e das combinações químicas, tem composição qualitativa, que varia muito de um para outro elemento.

As principais funções químicas inorgânicas – ácidos, bases, sais e óxidos – são encontradas em nosso cotidiano e também em nosso organismo. Por exemplo: o ácido clorídrico é um dos constituintes do suco gástrico, encontrado no estômago; a soda cáustica é constituinte de produto de uso doméstico para desentupir pias e utilizado para fabricar o sabão; o sal de cozinha é constituído pelo cloreto de sódio e a cal viva, utilizado na construção civil e também na culinária, é constituída pelo óxido de cálcio.

ÁCIDOS

Svante Arrehenius foi um químico sueco que em 1887, realizou inúmeras experiências com substâncias diluídas em água e observou que:

- Quando em solução aquosa, os ácidos se ionizam, isto é, dão origem a íons, produzindo como cátion H+.

- Em solução aquosa, os ácidos conduzem eletricidade. Isso ocorre porque os ácidos se desdobram em íons.

- Os ácidos têm sabor azedo. O limão, o vinagre, o tamarindo contêm ácidos; é por isso que eles são azedos.

- Os ácidos alteram a cor de certas substâncias chamadas indicadores. Os indicadores têm a propriedade de mudar a cor conforme o caráter ácido ou básico das soluções. O tornassol e a fenolftaleína são indicadores de ácidos e bases. A solução de fenolftaleína vermelha fica incolor em presença de um ácido. Já o papel de tornassol azul fica vermelho.

- Os ácidos reagem com as bases, formando sais e água. Essa reação se chama reação de neutralização.

Resumindo, a definição de Arrehenius ficaria assim: ácido é toda substância que se ioniza em presença de água e origina, como um dos íons, o cátion H+.

Veja os exemplos de ácidos orgânicos (que fazem parte de nossa alimentação), e onde podem ser encontrados:

Ácido acético = vinagre.

Ácido tartárico = uva.

Ácido málico = maçã.

Ácido cítrico = laranja, acerola, limão.

Ácido fosfórico = usado na fabricação de refrigerantes à base de cola.

Ácido carbônico = sob a forma de gás carbônico, é um dos constituintes das águas minerais gaseificadas e dos refrigerantes.

Existe uma classe de ácidos muito perigosos, que se forem ingeridos podem levar o indivíduo à morte, são os chamados ácidos inorgânicos. Exemplos:

Ácido Clorídrico (HCl) - O HCl impuro é comercializado com o nome de ácido muriático e é utilizado principalmente na limpeza de pisos ou de superfícies metálicas antes da soldagem. O HCl é um componente do suco gástrico, conferindo a ele um pH adequado para a ação das enzimas digestivas gástricas.

Ácido Fluorídrico (HF) - O HF tem a propriedade de corroer o vidro; por isso, é usado para fazer gravações em vidros e cristais.

Ácido Sulfúrico (H_2SO_4) - É utilizado nas baterias de automóvel, na fabricação de corantes, tintas, explosivos e papel; é também usado na indústria de fertilizantes agrícolas, permitindo a fabricação de produtos como o sulfato de amônio.

Ácido Nítrico (HNO_3) - É usado na fabricação de explosivos como o trinitrotolueno (TNT) e a nitroglicerina (dinamite); é muito útil para a indústria de fertilizantes agrícolas, permitindo a obtenção do salitre. É usado também na identificação de amostras de ouro.

Ácido Cianídrico (HCN) - Ácido utilizado em indústrias diversas, como nas de plásticos, acrílicos e corantes, entre outras. Mas ele tem também um destino sinistro: nos Estados Unidos, é usado nas "câmaras de gás" para executar pessoas condenadas à morte, este ácido libera um gás extremamente tóxico.

BASES

Base de Arrhenius - Substância que, em solução aquosa, libera como ânions somente íons OH-.

Solubilidade em água:

São solúveis em água o hidróxido de amônio, hidróxidos de metais alcalinos e alcalino-terrosos (exceto Mg).

Os hidróxidos de outros metais são insolúveis.

Quanto à força:

São bases fortes os hidróxidos iônicos solúveis em água, como NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$ e $Ba(OH)_2$.

São bases fracas os hidróxidos insolúveis em água e o hidróxido de amônio.

O NH_4OH é a única base solúvel e fraca.

Ação de ácidos e bases sobre indicadores

Indicador	Acido	Base
tornassol	róseo	azul
fenolftaleína	incolor	avermelhado
alaranjado de metila	avermelhado	amarelo

Bases mais comuns na química do cotidiano

Hidróxido de sódio ou soda cáustica (NaOH)

É a base mais importante da indústria e do laboratório. É fabricado e consumido em grandes quantidades. É usado na fabricação do sabão e glicerina:

(óleos e gorduras) + NaOH → glicerina + sabão

- É usado na fabricação de sais de sódio em geral. Exemplo: salitre.

$$HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$$

- É usado em inúmeros processos industriais na petroquímica e na fabricação de papel, celulose, corantes, etc.

- É usado na limpeza doméstica. É muito corrosivo e exige muito cuidado ao ser manuseado.

- É fabricado por eletrólise de solução aquosa de sal de cozinha. Na eletrólise, além do NaOH, obtêm-se o H_2 e o Cl_2, que têm grandes aplicações industriais.

Hidróxido de cálcio ($Ca(OH)_2$)

- É a cal hidratada ou cal extinta ou cal apagada.

- É obtida pela reação da cal viva ou cal virgem com a água.

- É o que fazem os pedreiros ao preparar a argamassa.

- É consumido em grandes quantidades nas pinturas a cal (caiação) e no preparo da argamassa usada na alvenaria.

Amônia (NH_3) e hidróxido de amônio (NH_4OH)

- Hidróxido de amônio é a solução aquosa do gás amônia.

- Esta solução é também chamada de amoníaco.

- A amônia é um gás incolor de cheiro forte e muito irritante.

- A amônia é fabricada em enormes quantidades na indústria. Sua principal aplicação é a fabricação de ácido nítrico.

- É também usada na fabricação de sais de amônio, muito usados como fertilizantes na agricultura. Exemplos: NH_4NO_3, $(NH_4)_2SO_4$, $(NH_4)_3PO_4$

- A amônia é usada na fabricação de produtos de limpeza doméstica, como Ajax, Fúria, etc.

Hidróxido de magnésio ($Mg(OH)_2$)

- É pouco solúvel na água. A suspensão aquosa de $Mg(OH)_2$ é o leite de magnésia, usado como antiácido estomacal. O $Mg(OH)_2$ neutraliza o excesso de HCl no suco gástrico.

$$Mg(OH)_2 + {}_2HCl \rightarrow MgCl_2 + {}_2H_2O$$

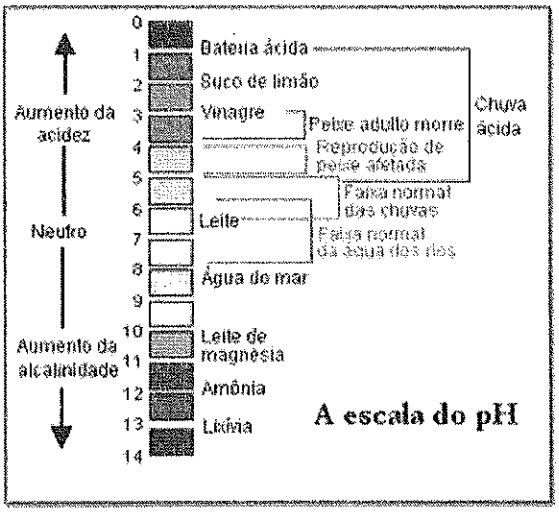
Hidróxido de alumínio ($Al(OH)_3$)

- É muito usado em medicamentos antiácidos estomacais, como Maalox, Pepsamar, etc.

MEDIDA DE ACIDEZ

A medida de acidez ou alcalinidade de uma solução pode ser realizada através do uso de indicadores ácido-base e também através da medida do pH da solução, denominado de potencial hidrogeniônico.

O pH é uma escala que vai de 0 a 14 e fundamenta-se na quantidade de íons hidrogênio que estão contidos numa solução.



Indicadores ácido-base

Um indicador ácido-base é uma substância que apresenta uma determinada coloração em meio ácido e outra em meio básico ou alcalino.

Há diversos indicadores que podem nos dizer sobre a acidez ou sobre a alcalinidade de uma solução.

Um indicador muito útil é uma mistura de corantes, conhecida como Indicador Universal.

Fenolftaleina

A Fenolftaleína é um composto orgânico usado como indicador ácido-base. O composto é incolor em solução ácida e rósea em solução básica (com a transição de cores ocorrendo por volta de pH 9). A fenolftaleína foi muito usada como principio ativo de muitos laxantes. Todavia por ser suspeito de possuir um grande poder carcinogênico foi substituído por outras substâncias.

SAIS

Sais são compostos que provêm ou dos ácidos, pela substituição total ou parcial dos seus hidrogênios ionizáveis por cátions, ou das bases, pela substituição total ou parcial dos grupos OH- pelos ânions dos ácidos. Exemplos:

$$HI + NaOH \rightarrow NaI + H_2O$$

$$H_2SO_4 + {}_2NaOH \rightarrow Na_2SO_4$$

Segundo os exemplos, os sais podem ser considerados como produtos de uma reação de neutralização. Será uma neutralização total quando no sal formado não restarem nem grupos OH- nem hidrogênios ácidos (H+). Caso contrário, será parcial.

Os sais provenientes de neutralização total são chamados de sais neutros (normais); os que apresentam grupos básicos (OH-) são chamados de sais básicos (hidroxissais), e os que apresentam hidrogênios ácidos são chamados de sais ácidos (hidrogenossais).

Dissociação de sais

Apesar de ser teoricamente impossível prever a solubilidade em água de sais, a prática exige esse conhecimento. Portanto, é bom saber que:

a) Todos os sais de metais alcalinos e de amônio (NH_4+) são solúveis.

b) Todos os sais que contêm ânions NO_3-, ClO_3-, ClO_4- e H_3CCOO- são solúveis. São praticamente solúveis o $AgC_2H_3O_2$, o $KClO_4$ e o NH_4ClO_4.

c) Todos os sais que contêm ânions Cl-, Br- e o I- são solúveis, exceto os de Ag+, Pb_2+ e Hg_{22}+.

d) Todos os sais de SO_{42}- são solúveis, exceto os de Pb_2+, Sr_2+ e Ba_2+. Os sulfatos de Ca_2+ e Ag+ são poucos solúveis.

e) Todos os sais que contêm ânions CO_{32}-, PO_{43}-, S_2- e SO_{32}- são insolúveis, exceto os de amônio (NH_4+) e os de metais alcalinos.

Nomenclatura dos sais

NaCl → cloreto de sódio
$CaCl_2$ → cloreto de cálcio
Na_2CO_3 → carbonato de sódio
KNO_2 → nitrito de potássio

O nome de um sal normal guarda correspondência com o nome do ácido que o origina:

- Se o nome do ácido termina em *ídrico*, o do sal termina em *eto*.
- Se a terminação do ácido é *oso*, a do sal será *ito*.
- Se a terminação do ácido é *íço*, a do sal será *ato*.

Temos, por exemplo, o sal NaCl, que é originado da reação:

$$HC + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

HC = ácido clorícrico
NaOH = hidróxido de sódio
NaCl = cloreto de sódio

Nomeando sais mistos

Indicamos os nomes de todos os cátions e ânions da fórmula.

Exemplos:

$NaCa(PO)_4$ → fosfato de sódio e cálcio
$KAl(SO_4)_2$ → sulfato de potássio e alumínio
$Mg(NH_4)(PO_4)$ → fosfato de magnésio e amônio

ÓXIDOS

Óxidos são substâncias que possuem oxigênio ligado a outro elemento químico, eles são compostos binários, isto é, são substâncias formadas pela combinação de dois elementos. Um desses elementos é sempre o oxigênio (O).

Classificação dos Óxidos

Os óxidos podem ser classificados em três diferentes grupos: ácidos, básicos ou peróxidos.

Óxidos ácidos: também chamados de anidridos, se formam a partir da reação com água originando ácidos. Exemplo: o ácido sulfúrico (H_2SO_4) se forma a partir do trióxido de enxofre (SO_3) em presença de água (H_2O).

Óxidos básicos: nesse caso, a reação é com bases levando à formação de sal e água. Exemplo: o hidróxido de cálcio (Ca $(OH)_2$) provém da reação do óxido de cálcio (CaO) com a água.

Peróxidos: esses óxidos possuem dois oxigênios ligados entre si. Exemplo: $(O\text{-}O)_2$-.

Principais Óxidos e suas utilizações:

Peróxidos: na indústria são usados como clarificadores (alvejantes) de tecidos, etc. Para essas utilizações, sua concentração é superior a 30% de peróxido de hidrogênio. A solução aquosa com concentração de 3% de peróxido de hidrogênio, popularmente conhecida como água oxigenada, é usada como anti-séptico e algumas pessoas a utilizam para a descoloração de pelos e cabelos.

Dióxido de silício: é o óxido mais abundante da crosta terrestre, ele é um dos componentes dos cristais, das rochas e da areia.

Óxido de Cálcio (CaO): Obtido a partir da decomposição do calcário, é usado na agricultura para diminuir a acidez do solo e também na preparação de argamassa na construção civil.

Óxido Nitroso (N_2O): Conhecido como gás hilariante, esse óxido inalado em pequena quantidade provoca euforia, mas pode causar sérios problemas de saúde; é utilizado como anestésico.

Dióxido de Enxofre (SO_2): É usado para a obtenção de ácido sulfúrico e no branqueamento de óleos alimentícios, entre outras aplicações. É um dos principais poluentes atmosféricos; em dias úmidos, combina-se com o vapor de água da atmosfera e origina a chamada chuva ácida.

Monóxido de Carbono (CO): Usado para obter certos produtos químicos e na metalurgia do aço. É normalmente o principal poluente da atmosfera das zonas urbanas; inalado combina com a hemoglobina das hemácias do sangue, neutralizando-as para o transporte de gás oxigênio no organismo.

EXERCÍCIOS

1 – Ácido utilizado nas baterias dos automóveis na fabricação de corantes, tintas e explosivos.

a) ácido nítrico
b) ácido sulfúrico
c) ácido clorídrico
d) ácido fluorídrico

2 – Qual foi o químico sueco que em 1887, realizou inúmeras experiências com substâncias diluídas em água?

a) Abraham Langlet
b) Per Teodor Cleve
c) Karl Zieger
d) Svante Arrehenius

3 – Assinale a incorreta:

a) NaCl → fosfato de sódio
b) $CaCl_2$ → cloreto de cálcio
c) Na_2CO_3 → carbonato de sódio
d) KNO_2 → nitrito de potássio

RESPOSTAS		
1 - B	2 - D	3 - A

LEI DE LAVOISIER E DE PROUST

LAVOISIER

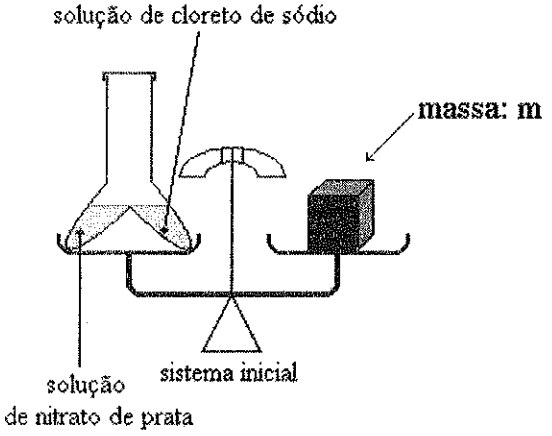
Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) era um químico francês que em 1785 descobriu a **Lei de Conservação das Massas**, que recebeu o nome de **Lei de Lavoisier** em homenagem ao seu criador. Esse cientista foi considerado o pai da química moderna, e sua lei se baseia no seguinte:

Lavoisier (foto) fez inúmeras experiências nas quais pesava as substâncias participantes, antes e depois da reação. Lavoisier verificou que a massa total do sistema permanecia inalterada quando a reação ocorria num sistema fechado, sendo assim, concluiu que a soma total das massas das espécies envolvidas na reação (reagentes), é igual à soma total das massas das substâncias produzidas pela reação (produtos), ou seja, num sistema fechado a massa total permanece constante.

Essa lei também pode ser enunciada pela famosa frase: "Na Natureza nada se cria e nada se perde, tudo se transforma".

Lavoisier mediu cuidadosamente as massas de um sistema antes e depois de uma reação em recipientes fechados.

A figura ilustra uma possibilidade de se testar a Lei de Lavoisier num procedimento simples:



Provocando o contato entre as soluções reagentes (cloreto de sódio e nitrato de prata), surge um sólido levemente acinzentado, o precipitado de cloreto de prata e uma solução aquosa de nitrato de sódio.

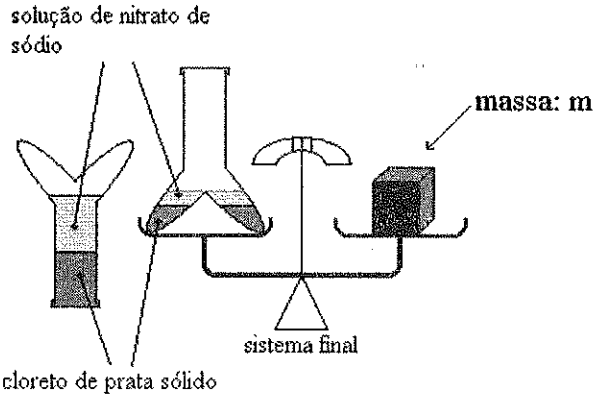
Lavoisier constatou que a massa do sistema antes e depois da reação é a mesma.

Com base em inúmeras experiências, Lavoisier enunciou a Lei da Conservação da Massa:

"Numa reação química, não ocorre alteração na massa do sistema".

Soma das massas dos REAGENTES = Soma das massas dos PRODUTOS

Ou: *"Na Natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma".*



É bom frisar que, depois de Lavoisier enunciar esta lei, outros cientistas fizeram novas experiências que visavam testar a hipótese proposta por ele e, mesmo ao utilizarem balanças mais modernas, de grande sensibilidade, os testes confirmaram o enunciado proposto.

Quando um pedaço de ferro é abandonado ao ar, vai se "enferrujando", ou seja, vai sofrendo uma reação química. Se compararmos a massa do ferro inicial com a do ferro "enferrujado", notaremos que este último tem massa maior.

Será que neste caso a massa não se conserva?

O que acontece é que os reagentes dessa reação química são ferro (sólido) e material gasoso, proveniente do ar.

massa do ferro + massa dos gases (ar) = massa do ferro "enferrujado"

Como o sistema inicial é constituído por ferro e ar, e o sistema final por ferro "enferrujado", o aumento de massa efetivamente não existiu.

Por essa razão, é necessário, utilizarmos sistemas fechados para verificar a Lei de Lavoisier.

PROUST

A **Lei de Proust** ou a **Lei das proporções constantes** foi elaborada em 1797 pelo químico Joseph Louis Proust (foto). Ele verificou que as massas dos reagentes e as massas dos produtos que participam da reação obedecem sempre a uma proporção constante. Essa proporção é característica de cada reação, isto é, independe da quantidade de reagentes utilizados. Assim, para a reação entre, por exemplo, hidrogênio e oxigênio formando água, os seguintes valores experimentais podem ser obtidos:

hidrogênio (g)	oxigênio (g)	água (g)
30	60	90
8	16	24
1	2	3

Observe que, para cada reação, a massa do produto é igual à soma da massa dos reagentes, o que concorda com a lei de Lavoisier.

As massas dos reagentes e dos produtos que participam de uma reação podem ser diferentes, mas as relações entre elas são sempre constantes.

No exemplo da água:

m_O/m_H	$m_{água}/m_H$	$m_{água}/m_O$
80/10 = 8	90/10 = 9	90/80 = 1,125
16/2 = 8	18/2 = 9	18/16 = 1,125
8/1 = 8	9/1 = 9	9/8 = 1,125
3,2/0,4 = 8	3,6/0,4 = 9	3,6/3,2 = 1,125

No caso das reações de síntese (aquelas que originam uma substância a partir de seus elementos constituintes), o enunciado da lei de Proust pode ser o seguinte:

"A proporção, em massa, dos elementos que participam da composição de uma substância é sempre constante e independente do processo químico pelo qual a substância é obtida."

Essa lei foi, mais tarde, a base para a teoria atômica de Dalton, que a corrobora.

Lei de Richter-Wenzel ou Lei das Proporções Recíprocas

"A massa de dois elementos que se combinam separadamente com a mesma massa de um elemento, são as mesmas, suas múltiplas ou submúltiplas, com que eles se combinam entre si, caso isso seja possível ".

" Quando a massa fixa de um elemento se combina com massas variáveis de outros elementos para formar diferentes compostos, se estes elementos se combinam entre si, combinar-se-ão segundo estas mesmas massas, ou múltiplas, ou submúltiplas ". Comprovação da Lei

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

Equação química, reação e reagentes

O cálculo estequiométrico, ou cálculo das medidas apropriadas, é um dos maiores passos dados pela humanidade no campo científico e é o cerne da química quantitativa.

Lavoisier (1743-1794), o pai da química moderna, foi capaz de associar todos os conhecimentos qualitativos da sua época à exatidão da matemática.

Para tanto, desenvolveu vários equipamentos de medição, entre eles a balança analítica de laboratório, permitindo ao químico medir ou calcular as massas dos reagentes e produtos envolvidos em uma reação química.

Atualmente, o cálculo estequiométrico é utilizado em várias atividades, tais como: pela indústria que deseja saber quanto de matéria-prima (reagentes) deve utilizar para obter uma determinada quantidade de produtos, pelo médico que quer calcular quanto de determinada substância deve ministrar para cada paciente, entre inúmeras outras.

Apesar de temido por muitos, o cálculo estequiométrico deixa de ser um problema se os seguintes passos forem seguidos:

1º passo - Montar e balancear a equação química;
2º passo - Escrever a proporção em mols (coeficientes da equação balanceada);
3º passo - Adaptar a proporção em mols às unidades usadas no enunciado do exercício (massa, volume nas CNTP, nº de moléculas etc.);
4º passo - Efetuar a regra de três com os dados do exercício.

Verifique o exemplo abaixo. Depois confira estas outras dicas importantes: se a reação for representada em várias etapas (reações sucessivas), some todas para obter uma só e faça o cálculo com esta; se for apresentado rendimento no exercício, efetue o cálculo normalmente. A quantidade calculada supõe rendimento de 100% e com uma simples regra de 3 você adapta o resultado ao rendimento dado.

Para fazermos um bolo simples, é necessário respeitar uma receita padrão:
3 xícaras de farinha de trigo
4 ovos
1 copo de leite

É evidente que aqui não levaremos em conta o recheio. Este fica a critério do freguês.

Podemos identificar que a receita nos traz os ingredientes e suas quantidades.

No Cálculo Estequiométrico, temos a mesma situação. Para resolvê-lo precisamos de uma receita (reação) que traga os ingredientes (reagentes e/ou produtos) e suas quantidades (coeficientes estequiométricos da reação).

Exemplo: $1C + 2H_2 + 1/2O_2 \rightarrow 1CH_3OH$

Devemos lembrar que as quantidades em uma reação não podem ser dadas em xícaras, copos e etc., mas em quantidade de matéria (mols). Assim a reação em exemplo estabelece uma proporção:

Para cada mol de carbono são necessários 2 mols de gás hidrogênio e meio mol de gás oxigênio. Se pusermos para reagir 2 mols de carbono, será necessário dobrar a receita.

Em tempo, a quantidade de matéria (mol) é equivalente à massa molar de uma substância ou então a $6,02 \cdot 10_{23}$ moléculas e se for um gás que esteja nas condições normais de temperatura e pressão, o mol pode significar 22,4 litros.

Qual a massa de água dada em gramas, produzida a partir de 8g de hidrogênio gás?

$1? \rightarrow H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

$2? \rightarrow 2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

$3? \rightarrow 4g \rightarrow 36g$

$8g \rightarrow x$

$x = 8 \cdot 36/4$

$x = 72g$ de H_2O

EXERCÍCIOS

1 - Sabendo-se que a massa molar do lítio é 7,0 g/mol, a massa de lítio contida em 250 ml de uma solução aquosa de concentração 0,160 mol/L de carbonato de lítio é:

a) 0,560 g. b) 0,400 g. c) 0,280 g.
d) 0,160 g. e) 0,080 g.

2 - São colocadas para reagir entre si, as massas de 1,00 g de sódio metálico e 1,00 g de cloro gasoso. Considere que o rendimento da reação é 100%. São dadas as massas molares, em g/mol: Na = 23,0 e Cl = 35,5. A afirmação correta é:

a) Há excesso de 0,153 g de sódio metálico.
b) Há excesso de 0,352 g de sódio metálico.
c) Há excesso de 0,282 g de cloro gasoso.
d) Há excesso de 0,153 g de cloro gasoso.
e) Nenhum dos dois elementos está em excesso.

RESPOSTAS	
1 - A	2 - B

SOLUÇÕES

As soluções são misturas homogêneas onde o componente que aparece em menor quantidade é denominado soluto e o componente que aparece em maior quantidade é denominado solvente. Em uma solução, as partículas do soluto possuem as seguintes características:

- São átomos, íons ou moléculas pequenas.

- Possuem diâmetro menor que Å.

- Não sofrem sedimentação.

- Não podem ser separadas do solvente por filtração.

- Não podem ser observadas em solução por nenhum aparelho conhecido.

As soluções se diferenciam inicialmente quanto há dois fatores principais: fase de agregação e condutibilidade elétrica. Elas também podem ser classificadas segundo a relação existente entre a quantidade de solvente quanto insaturadas, saturadas e supersaturadas. E ainda é comum, classificar as soluções em diluídas ou concentradas, considerando a proporção entre soluto e solvente.

Exemplo: Sal de cozinha em água.

Classificação das soluções quanto à fase de agregação

As soluções podem ser encontradas em qualquer fase de agregação: sólida, líquida e gasosa. A fase se agregação de uma solução é determinada pela fase de agregação do solvente. Observe, na tabela abaixo, alguns exemplos desta constatação:

Solução	Solvente	Soluto	Exemplo
Gasosa	Gasoso	Gasoso	Gás Oxigênio + Gás Nitrogênio
Líquida	Líquido	Gasoso Líquido Sólido	Água + Gás Oxigênio Água + Álcool Etílico Água + Sacarose
Sólida	Sólido	Gasosa Líquido Sólido	Paládio + Gás Hidrogênio Ouro + Mercúrio Zinco + Cobre

Classificação das soluções quanto à condutibilidade elétrica

As soluções que apresentam apenas moléculas como partículas dispersas não conduzem corrente elétrica, pois as moléculas como são eletricamente neutras. Essas soluções são denominadas moleculares ou não eletrolíticas. As soluções que apresentam íons como partículas dispersas conduzem corrente elétrica, pois os íons são carregados eletricamente. Essas soluções são denominadas iônicas ou eletrolíticas.

Solução Insaturada

Uma solução é dita insaturada quando contém, a uma determinada temperatura, uma quantidade de soluto inferior ao coeficiente de solubilidade nessa temperatura.

Exemplo: Será saturada toda solução de NaCl e H_2O que contiver a 50°C uma quantidade inferior a 37,0 g de NaCl por 100 g de H_2O.

Solução Saturada

Uma solução é dita saturada quando contém, a uma determinada temperatura, uma quantidade de soluto dissolvido exatamente igual ao coeficiente de solubilidade nessa temperatura. A solução saturada pode ou não apresentar precipitado (corpo de fundo).

Exemplos: Uma solução de NaCl e H_2O a 50°C, que contém exatamente 37,0 g de NaCl por 100 g de H_2O, será saturada sem presença de precipitado, ou também, uma solução de NaCl e H_2O a 50°C, com 39,0 g de NaCl por 100 g de H_2O, será saturada com presença de precipitado, isto é, 37,0 g se dissolveram totalmente em 100 g de H_2O e 2,0 g precipitam para o fundo do recipiente.

Solução Supersaturada

Uma solução é dita supersaturada quando contém, a uma determinada temperatura, uma quantidade de soluto dissolvido superior ao coeficiente de solubilidade da substância nessa temperatura. A solução supersaturada é instável e a mínima perturbação do sistema faz com que ela se torne uma solução saturada com a presença de precipitado.

Exemplo: A solução supersaturada pode ser preparada da seguinte forma:

Dissolvem-se 39,0 g de NaCl em 100 g de H_2O a 100°C, obtendo-se assim uma solução insaturada. Deixa-se o sistema resfriar em repouso absoluto até 50°C. O resultado é uma solução supersaturada, contendo 2,0g de NaCl dissolvidos, acima do coeficiente de solubilidade nessa temperatura. Submetendo-se o sistema nessas condições a qualquer perturbação, ou acrescentando-se ao sistema um cristal de NaCl, por menor que seja, imediatamente os 2,0g em excesso se precipitam para o fundo do recipiente.

Solução Diluída

Nessa solução, a quantidade de soluto na solução é considerada pequena. Tem-se como parâmetro que as soluções diluídas são aquelas que possuem no máximo um décimo de mol (0,1 mol) de soluto por litro de solução.

Exemplo: Sabendo que a massa molar do NaCl é 58,5 g/mol, toda solução de NaCl que tiver 5,85 g de NaCl por litro de solução ou menos que isso é considerada diluída.

Solução Concentrada

Nessa solução, a quantidade de soluto na solução é considerada grande. Tem-se como parâmetro que as soluções diluídas são aquelas que possuem mais que um décimo de mol de soluto por litro de solução.

Exemplo: Soluções aquosas de NaCl que apresentam mais de 5,85 g de NaCl por litro de solução ou menos são consideradas concentradas.

Dispersão

As dispersões ou dispersões coloidais são misturas heterogêneas onde o componente que aparece em menor quantidade é denominado disperso e o componente que aparece em maior quantidade é denominado dispergente. Em uma dispersão coloidal, as partículas do disperso possuem as seguintes características:

- São agregados de átomos, íons ou moléculas, ou ainda macromoléculas ou macroíons;

- O diâmetro das partículas do disperso fica entre 10 Å e 1000 Å;

- Podem sofrer sedimentação pela ação de uma ultracentrífuga;

- Podem ser separadas do dispergente através de um ultrafiltro;

- Podem ser observadas em um ultramicroscópio.

Exemplo: Gelatina em água.

As fases de agregação do disperso e do dispergente

As dispersões coloidais podem ser feitas utilizando o disperso e o dispergente nas fases de agregação indicadas no quadro a seguir:

Dispersões Coloidais	Disperso	Dispergente	Exemplos
Aerossol	Sólido	Gasoso	Fumaça (cinzas em ar)
Gel	Líquido	Sólido	Gelatina (água em proteína)
Emulsão	Líquido	Líquido	Maionese (azeite,vinagre e ovos)
Aerossol Líquido	Líquido	Gasoso	Neblina (água em ar)
Espuma Sólida	Gasoso	Sólido	Pedra-pomes (ar em sílica)
Espuma Líquida	Gasoso	Líquido	Creme chantily (ar em creme)

Observação: Toda dispersão coloidal que possui a água como dispergente é denominada hidrossol.

Classificação das dispersões coloidais

As dispersões coloidais podem ser classificadas quanto a dois critérios principais: natureza das partículas do disperso e afinidade entre o disperso e o dispergente.

1. Natureza das partículas do disperso

a) Disperso Micelar: É constituído por aglomerados de átomos, íons ou moléculas.

Exemplo: Dispersão de moléculas de enxofre, S_8, em água.

b) Disperso Molecular: É constituído por macromoléculas, normalmente polímeros.

Exemplo: Dispersão de amido $(C_6H_{10}O_5)n$, em água.

c) Disperso Iônico: É constituído de macroíons.

Exemplo: Dispersão de proteína em água.

2. Afinidade entre o disperso e o dispergente

a) Dispersão coloidal liófila: A palavra liófilo vem de lyo (dissolver) e philo (amigo); indica portanto que há grande afinidade entre o disperso e o dispergente. É também denominada dispersão coloidal reversível. Quando o dispergente for a água, a dispersão coloidal é denominada hidrófila. Devido à afinidade entre as partículas do disperso e a do dispergente ocorre um adsorsão ou fixação das partículas do dispergente na superfície das partículas do disperso, formando uma película protetora que é denominada camada de solvatação. A camada de solvatação permite que as partículas do disperso fiquem isoladas umas das outras. Com isso é possível transformar a dispersão coloidal em sol ou gel, conforme se adicione ou se retire dispergente. É por isso que esses colóides são ditos reversíveis.

- A transformação de fase gel para a fase sol ocorre pela adição de dispergente e é denominada peptização (peptos = digerido).

- A transformação de fase sol para a fase gel ocorre pela adição de dispergente e é denominada pectização (pektos = digerido).

Exemplo: Sabão em água, goma em água.

b) Dispersão coloidal liófoba: A palavra liófobo vem de lyo (dissolver) e phóbos (aversão); indica portanto que praticamente não existe afinidade entre o disperso e o dispergente. É também denominada dispersão coloidal irreversível. Se a fase dispergente for água, a dispersão coloidal é denominada hidrófoba. A formação de uma dispersão coloidal liófoba não é espontânea e a passagem de gel a sol é muito difícil. Para aumentar a estabilidade de uma dispersão coloidal liófoba, podemos adicionar um colóide protetor, ou seja, uma dispersão coloidal liófila adequada, que agiria como uma camada de soltavação. Um exemplo importante de colóide protetor é a gema de ovo, que estabiliza a mistura de azeite e vinagre ou ainda, a mistura de gelatina em água que age como colóide protetor da tinta nanquim (colóide liófobo).

Exemplos: $Al(OH)_3$, em água, AgCl em água.

Propriedades de uma dispersão coloidal

As dispersões coloidais possuem as seguintes propriedades principais:

1. Movimento Browniano

O movimento browniano é resultante dos choques das partículas (principalmente quando este se encontra na fase gasosa ou líquida) com as partículas do disperso. Devido a estes choques constantes, as partículas do disperso adquirem um movimento de ziguezague ininterrupto que pode ser observado ao ultramicroscópio.

2. Efeito Tyndall

O efeito Tyndall é na verdade um efeito óptico de espalhamento ou dispersão da luz, provocado pelas partículas de uma dispersão coloidal do tipo aerossol. O efeito Tyndall é o que torna possível, por exemplo, observar as partículas de poeira suspensas no ar através de uma réstia de luz, ou, ainda, observar as gotículas de água que formam a neblina através do farol do carro.

3. Carga Elétrica

Como normalmente todas as partículas do disperso de uma dispersão coloidal apresentam a mesma carga elétrica, elas ficam em suspensão devido à repulsão elétrica contínua. A carga elétrica das partículas do disperso depende diretamente da quantidade de cátions ou de ânions presentes no sistema.

a) Sistemas com excesso de cátions: As partículas irão adsorver esses cátions, adquirindo carga elétrica positiva.

Exemplo: Dispersão coloidal preparada em meio ácido.

b) Sistemas com excesso de ânions: As partículas irão adsorver esses cátions, adquirindo carga elétrica negativa.

Exemplo: Dispersão coloidal preparada em meio básico.

É importante observar que haverá um momento durante essa transformação em que as micelas serão neutras e a dispersão coloidal, descarregada; neste momento dizemos que a dispersão coloidal atingiu seu ponto isoelétrico.

4. Eletroforese

Quando uma dispersão coloidal é submetida a um campo elétrico, todas as partículas do disperso migram para um mesmo polo.

a) Cataforese: Em uma dispersão coloidal positiva, as partículas do disperso migram para o polo negativo, que é denominado cátodo.

b) Anaforese: Em uma dispersão coloidal negativa, as partículas do disperso migram para o polo positivo, que é denominado ânodo.

Quando uma dispersão coloidal se encontra no seu ponto isoelétrico, as partículas do disperso não migram para nenhum dos polos, pois estão descarregados.

Suspensões

As suspensões ou dispersões grosseiras são misturas heterogêneas onde o componente que aparece em menor quantidade é denominado disperso e o componente que aparece em maior quantidade é denominado dispergente. Em uma dispersão coloidal, as partículas do disperso possuem as seguintes características:

- São agregados de átomos, íons ou moléculas, ou até agregados de macromoléculas ou macroíons;

- Possuem diâmetro maior que 1000 Å;

- Sofrem sedimentação pela ação da gravidade ou pela ação de uma centrífuga comum;

- Podem ser separadas do dispergente por filtração comum;

- Podem ser vistas a olho nu ou através de um microscópio comum.

Exemplo: Areia em água.

MOLARIDADE

Molaridade, concentração molar ou concentração em mol/L, é a razão da quantidade de matéria do soluto (mol) por volume de solução (em litros), expressa na unidade mol/L.

$$M = \frac{n}{V}$$

onde *M* é a molaridade, *n* é a quantidade de matéria (antigamente dita "número de mol") e *V* é o volume da solução. A unidade comum está dada em mol/L.

Sabendo que a quantidade de mols (*n*) é a relação entre a massa do soluto (*m*) (em gramas) e a massa molar da substância (*Mol*, em g/mol), temos:

$$n = \frac{m}{Mol}$$

Juntando as duas equações, temos a forma expandida:

$$M = \frac{m}{Mol \times V}$$

Fração em mols ou fração molar

Fração em mols ou fração molar do soluto, em uma solução, é o quociente de mols do soluto e a quantidade total de mols na solução (soluto + solvente).

Assim, por exemplo, se tivermos 2 mols de soluto e 6 mols de solvente, teremos 8 mols no total e diremos que:

- A fração em mols do soluto é 2:8 = 0,25.

- A fração em mols do solvente é 6:8 = 0,75. A fração molar não tem unidade (é um numero muito puro e varia entre zero e um (0<x<1)

É fácil perceber que, se multiplicarmos x_1 e x_2 por 100, teremos as porcentagens em mols do soluto e do solvente na solução. Segundo o exemplo dado, teremos: 25% do soluto, em mols, e 75% do solvente em mols.

PORCENTAGEM EM MASSA

Quando multiplicamos o título por 100, obtemos a porcentagem em massa:

p = % em massa = título x 100

Desse modo, a porcentagem em massa do H_2SO_4 na solução considerada seria: % em massa do

$$H_2SO_4 = \tau H_2SO_4 \times 100 = 0{,}20 \times 100 = 20\% \text{ em massa.}$$

Assim, entendemos que, a cada 100g de solução, 20g são de H_2SO_4.

O título ou título em massa é comumente usado para indicar a porcentagem em massa de soluto.

PARTES POR MILHÃO (PPM)

Em soluções diluídas é comum utilizar a concentração em partes por milhão (ppm), que mostra o número de partes do soluto que há em 1 milhão de partes da solução.

$$PPM = \frac{m_{1(mg)}}{m_{(Kg)}}$$

–Partes por milhão em massa

$$1{,}0\ ppm = \frac{1{,}0mg\ de\ soluto}{10^6 mg\ de\ solução} = 1{,}0mg/kg$$

Em soluções intensamente diluídas, podemos utilizar a concentração em partes por bilhão (ppb) que mostra o número de partes do soluto que há em 1 bilhão de partes da solução.

$$1{,}0 = \frac{1{,}0mg\ de\ soluto}{10^9 mg\ de\ solução} = 1{,}0mg/t$$

Em soluções líquidas intensamente diluídas, a densidade da solução é praticamente igual a densidade da água.

EXERCÍCIOS

1 - A concentração de ácido acético ($C_2H_4O_2$) no vinagre é da ordem de 0,83 M. Aproximadamente, quantos gramas desse ácido há em 1 litro de vinagre?

Dados: C = 12; H = 1; O =16

a)10 g b) 20 g c) 30 g d) 40 g e) 50 g

2 - Se dissolvermos 40 g de hidróxido de sódio em 162 g de água, a quente, a fração molar do soluto será:

Dados: Na = 23; O =16; H = 1

a) 0,2 b) 0,02 c) 0,1 d) 0,01 e) n.d.a.

RESPOSTAS	
1 - E	2 - C

EQUILÍBRIO QUÍMICO

Um equilíbrio químico é a situação em que a proporção entre as quantidades de reagentes e produtos em uma reação química se mantém constante ao longo do tempo. Foi estudado pela primeira vez pelo químico francês Claude Louis Berthollet (foto) em seu livro Essai de statique chimique de 1803.

Teoricamente, toda a reação química ocorre nos dois sentidos: de reagentes se transformando em produtos e de produtos se transformando de volta em reagentes.

Contudo, em certas reações, como a de combustão, virtualmente 100% dos reagentes são convertidos em produtos, e não se observa o contrário ocorrer (ou pelo menos não em escala mensurável); tais reações são chamadas de irreversíveis.

Há também uma série de reações nas quais logo que uma certa quantidade de produto(s) é formada, este(s) torna(m) a dar origem ao(s) reagente(s); essas reações possuem o nome de reversíveis.

O conceito de equilíbrio químico praticamente restringe-se às reações reversíveis.

Reversibilidade de reações químicas

Um exemplo de reação reversível é a da produção da amônia (NH_3), a partir do gás hidrogênio (H_2) e do gás nitrogênio (N_2) — que faz parte do Processo de Haber:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

Note-se que a seta dupla ($\rightleftharpoons$) significa que a reação ocorre nos dois sentidos, e que o subscrito (g) indica que a substância se encontra na fase gasosa.

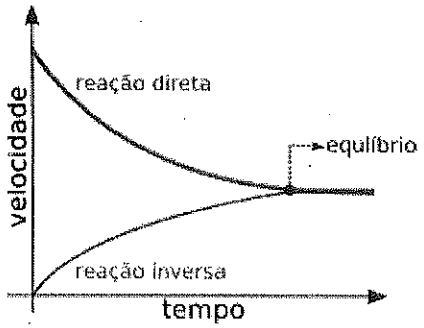
Nesta reação, quando as moléculas de nitrogênio e as de hidrogênio colidem entre si há uma certa chance da reação entre elas ocorrer, assim como quando moléculas de amônia colidem entre si há uma certa chance de elas se dissociarem e de se reorganizarem em H_2 e N_2.

No início do processo, quando há apenas uma mistura de hidrogênio e nitrogênio, as chances das moléculas dos reagentes (H_2 e N_2) colidirem umas com as outras é a máxima de toda a reação, o que fará com que a taxa (ou velocidade) com que a reação ocorre também o seja.

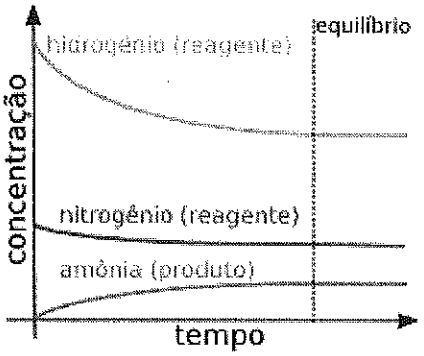
Porém à medida com que a reação se processa, o número de moléculas de hidrogênio e de nitrogênio diminui, reduzindo dessa forma as chances de elas colidirem entre si e, consequentemente, a velocidade desse sentido da reação.

Por outro lado, com o avançar da reação, o número de moléculas de amônia vai aumentando, o que faz com que cresçam as chances de elas colidirem e de se voltar a formar hidrogênio e nitrogênio, elevando assim a velocidade desse sentido da reação.

Por fim, chegará um momento em que tanto a velocidade de um dos sentidos quanto a do outro serão idênticas, nesse ponto nenhuma das velocidades variará mais (se forem mantidas as condições do sistema onde a reação se processa) e ter-se-á atingido o equilíbrio químico, conforme ilustrado nas figuras a seguir:



Velocidade das reações direta e inversa em função do tempo



Concentração das substâncias envolvidas em função do tempo

Um raciocínio similar, em princípio, pode ser aplicado para qualquer equilíbrio.

Deve-se salientar que quando uma reação atinge o equilíbrio ela não para. Ela continua se processando, porém tanto a reação direta como a inversa ocorrem à mesma velocidade, e desse jeito a proporção entre os reagentes e os produtos não varia. Por outras palavras, estamos na presença de um equilíbrio dinâmico (e não de um equilíbrio estático).

Constante de equilíbrio

"Por exemplo, a constante dessa reação na temperatura de 1000 K é 0,0413 L/mol (é comum se observar a omissão da unidade da constante, uma vez que sua unidade pode variar de equilíbrio para equilíbrio)."

Uma vez atingido o equilíbrio, a proporção entre os reagentes e os produtos não é necessariamente de 1:1 (lê-se um para um). Essa proporção é descrita por meio de uma relação matemática, mostrada a seguir:

Dada a reação genérica:

$$aA + bB \rightleftharpoons yY + zZ\,,$$

onde A, B, Y e Z representam as espécies químicas envolvidas e a, b, y e z os seus respectivos coeficientes estequiométricos. A fórmula que descreve a proporção no equilíbrio entre as espécies envolvidas é:

$$K_c = \frac{[Y]^y \cdot [Z]^z}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Os colchetes representam o valor da concentração (normalmente em mol/L) da espécie que está simbolizada dentro dele ([A] = concentração da espécie A, e assim por diante). K_c é uma grandeza chamada de constante de equilíbrio da reação. Cada reação de equilíbrio possui a sua constante, a qual sempre possui o mesmo valor para uma mesma temperatura. De um modo geral, a constante de equilíbrio de uma reação qualquer é calculada dividindo-se a multiplicação das concentrações dos produtos (cada uma elevada ao seu respectivo coeficiente estequiométrico) pela multiplicação das concentrações dos reagentes (cada uma elevada ao seu relativo coeficiente estequiométrico).

Um exemplo disso é a formação do trióxido de enxofre (SO_3) a partir do gás oxigênio (O_2) e do dióxido de enxofre ($SO_{2(g)}$) — uma etapa do processo de fabricação do ácido sulfúrico:

$$2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ SO_{3(g)}$$

A constante de equilíbrio desta reação é dada por:

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$$

É possível determinar experimentalmente o valor da constante de equilíbrio para uma dada temperatura. Por exemplo, a constante dessa reação na temperatura de 1000 K é 0,0413 L/mol (é comum observar a omissão da unidade da constante, uma vez que sua unidade pode variar de equilíbrio para equilíbrio). A partir dela, dada uma certa quantidade conhecida de produtos adicionados inicialmente em um sistema nessa temperatura, é possível calcular por meio da fórmula da constante qual será a concentração de todas as substâncias quando o equilíbrio for atingido.

Constante para a soma de reações

Se uma reação química pode ser expressa pela soma de duas ou mais reações (ou etapas individuais), então a constante de equilíbrio da reação global será a multiplicação das constantes de cada uma das reações individuais.

$$2P_{(g)} + 3Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2PCl_{3(g)} \qquad K_c' = \frac{[PCl_3]^2}{[P]^2 \cdot [Cl_2]^3}$$

$$PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)} \qquad K_c'' = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}$$

$$2P_{(g)} + 5Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2PCl_{5(g)} \qquad K_c = \frac{[PCl_5]^2}{[P]^2 \cdot [Cl_2]^5}$$

Neste caso, a terceira reação é igual à soma da primeira mais duas vezes a segunda:

$$\begin{array}{rl} & 2P_{(g)} + 3Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2PCl_{3(g)} \\ + & PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)} \\ & \underline{PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)}} \\ & 2P_{(g)} + 5Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2PCl_{5(g)} \end{array}$$

E a sua constante de equilíbrio pode ser expressa por:

$$K_c = K_c' \cdot K_c'' \cdot K_c'''$$

$$K_c = \frac{[PCl_3]^2}{[P]^2 \cdot [Cl_2]^3} \cdot \frac{[PCl_5]}{[PCl_3] \cdot [Cl_2]} \cdot \frac{[PCl_5]}{[PCl_3] \cdot [Cl_2]} = \frac{[PCl_5]^2}{[P]^2 \cdot [Cl_2]^5}$$

Pode se perceber que caso uma reação apareça duas ou mais vezes na soma, ela aparece esse mesmo número de vezes na multiplicação.

Relação entre a velocidade da reação e a constante de equilíbrio

No equilíbrio, a velocidade tanto da reação inversa quanto a da direta são iguais. Por sua vez, a velocidade de uma reação depende de uma outra constante chamada de constante de velocidade (simbolizada aqui por *k*); e é possível encontrar uma relação entre as constantes de velocidade das reações direta e indireta, e a constante de equilíbrio.

Para demonstrar isso, considere-se o seguinte equilíbrio genérico (supondo que as suas reações ocorram cada qual em uma única etapa):

$$2A \rightleftharpoons X + Y \qquad K_c = \frac{[X] \cdot [Y]}{[A]^2}$$

Agora, vejamos as duas reações que ocorrem nele, juntamente com a expressão de suas respectivas velocidades (*r*):

$$2A \rightarrow X + Y \qquad r = k \cdot [A]^2$$

$$X + Y \rightarrow 2A \qquad r' = k' \cdot [X] \cdot [Y]$$

É importante frisar que o expoente que eleva as concentrações das espécies na fórmula da velocidade não necessariamente é igual ao respectivo coeficiente estequiométrico da espécie na reação, contudo o expoente certamente será assim se a reação se processar em uma única etapa (conforme se está considerando nessa situação).

Uma vez que as velocidades de ambas as reações são idênticas no equilíbrio, pode-se igualá-las:

$$k \cdot [A]^2 = k' \cdot [X] \cdot [Y]$$

Rearranjando a equação, tem-se:

$$\frac{[X] \cdot [Y]}{[A]^2} = \frac{k}{k'}$$

Observemos que a expressão do membro esquerdo é idêntica à fórmula do equilíbrio dessa reação. Então podemos escrever:

$$K_c = \frac{k}{k'}$$

Esta relação é válida para qualquer equilíbrio cujas reações ocorram em uma única etapa, o que pode ser facilmente constatado por essa mesma dedução para outros equilíbrios.

No caso de as reações se processarem em mais de uma etapa, basta lembrar que a reação global nada mais é que a soma das reações de cada etapa. Para cada uma das etapas, pode-se fazer essa mesma dedução, e então somar cada reação (o que significa multiplicar as suas constantes). Dessa forma, teremos para uma reação de múltiplas etapas:

$$K_c = \frac{k_1}{k_1'} \cdot \frac{k_2}{k_2'} \cdot (\cdots)$$

Sendo k_1, k'_1, k_2, k_2 e assim por diante as constantes de velocidades de cada etapa.

Equilíbrio heterogêneo

Quando todas as substâncias envolvidas no equilíbrio se encontram no mesmo estado físico, diz-se que temos um equilíbrio homogêneo, que é o caso de todos os equilíbrios apresentados aqui até então. Analogamente, os equilíbrios onde estão envolvidas mais de uma fase são chamados de equilíbrios heterogêneos, como o seguinte:

$$Ni_{(s)} + 4CO_{(g)} \rightleftharpoons Ni(CO)_{4(g)}$$

Note-se que o subscrito (s) significa que a espécie se encontra no estado sólido. Equilíbrios heterogêneos, como este, frequentemente apresentam ao menos um sólido puro ou um líquido puro.

Na expressão da constante de equilíbrio temos as concentrações das espécies envolvidas. A concentração pode ser calculada dividindo-se o número de mols da substância pelo volume que ela ocupa. O número de mols representa a quantidade de matéria e, por isso, ele é proporcional a massa; assim o número de mols dividido pelo volume é proporcional à massa dividida pelo volume.

A densidade de algo é justamente calculada dividindo-se a sua massa pelo seu volume ocupado. No caso de uma substância pura, toda a sua massa corresponde à de uma única substância, e assim a sua "concentração" do seu número de mols dividido pelo volume é proporcional a sua densidade (massa dividida pelo volume).

A densidade de uma dada substância em dadas condições é uma propriedade intensiva, ou seja, é a mesma independentemente do quanto dessa substância houver. Dessa forma, pode-se concluir que a concentração de um sólido ou um líquido puro (que são virtualmente incompressíveis) é a mesma independentemente de quanto houver deles (já um gás, que pode ser comprimido sem dificuldade, tem a sua concentração variada facilmente). Por essa razão se simplifica as expressões das constantes de equilíbrio omitindo-se a concentração de sólidos e líquidos puros. Com isso, a expressão para a constante do último equilíbrio apresentado fica:

$$K_c = \frac{[NiCO_4]}{[CO]^4}$$

Equilíbrio gasoso

Pela equação dos gases perfeitos tem-se que para cada gás de uma mistura gasosa:

$$P_x \cdot V = n_x \cdot R \cdot T,$$

onde P_x é a pressão parcial de um gás *x* qualquer (ou seja, a pressão que ele teria caso estivesse apenas ele no recipiente), *V* é o volume ocupado pela mistura, n_x é o número de mols do gás, *R* é a constante dos gases perfeitos, e *T* a temperatura em kelvin.

Rearranjando a equação, teremos:

$$\frac{n_x}{V} = \frac{P_x}{R \cdot T}$$

O membro esquerdo (n_x/V) é a fórmula para o cálculo da concentração molar do gás. A constante *R* é sempre a mesma e a temperatura *T* não varia em um sistema que permanece em equilíbrio químico, assim o único fator que pode variar na equação em um equilíbrio é a pressão parcial P_x. Dessa forma, pode-se dizer que a concentração do gás é proporcional à sua pressão parcial.

Com base nisso, também é possível escrever a fórmula da constante de equilíbrio usando-se as pressões parciais dos gases envolvidos, no lugar de suas concentrações. Por exemplo:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)} \qquad K_p = \frac{(P_{HI})^2}{P_{H_2} \cdot P_{I_2}}$$

Observe-se que agora a constante de equilíbrio está representada por K_p, em vez de K_c (quando o cálculo foi feito usando-se as concentrações dos gases). Essas duas constantes para um mesmo caso possuem valores diferentes uma da outra, então é importante especificar qual das duas se está usando quando se está lidando com um equilíbrio.

Adição ou remoção de reagentes
(Não serve para sólidos)

Ao se alterar a quantidade de uma substância, também se está mexendo na velocidade em que a reação se processa (pois se estará mudando as chances de as substâncias reagirem entre si).

Dessa forma, a velocidade das reações direta e inversa deixa de ser igual: se uma substância foi retirada de uma das reações, essa passará a ser mais lenta; e, analogamente, ela passará a ser mais rápida se uma substância for adicionada a ela.

Assim ocorre que se algo for acrescentado, o equilíbrio tende a reduzir a quantidade dessa substância e vice-versa.

Tal resposta do equilíbrio pode ser sumarizada pelo assim chamado Princípio de Le Chatelier:

Quando um stress é aplicado a um sistema em equilíbrio dinâmico, o equilíbrio tende a se ajustar para diminuir o efeito do stress.

À medida que as reações se processam, as suas velocidades vão se aproximando até que se igualem e assim é atingido novamente o equilíbrio.

A constante do equilíbrio será a mesma da de antes de se adicionar ou remover substâncias.

Compressão

Um equilíbrio gasoso pode ser afetado pela compressão. De acordo com o princípio de Le Chatelier, com o aumento da pressão o equilíbrio tende a se deslocar no sentido de diminuir essa pressão, o que significa favorecer a reação que resulte no menor número de moléculas no estado gasoso. Nesse caso, a o valor da constante de equilíbrio também não é alterado.

Para se observar tal efeito, considere-se esse equilíbrio:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)} \qquad K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

As concentrações podem ser escritas como o seu número de moles dividido pelo volume (n_x / V), então teremos:

$$K_c = \frac{(n_{NO_2}/V)^2}{(n_{N_2O_4}/V)} = \frac{(n_{NO_2})^2}{(n_{N_2O_4})} \cdot \frac{1}{V}$$

Se o valor de *V* (volume) diminuir, é preciso que o número de mols do N_2O_4 aumente para que o valor da constante de equilíbrio permaneça o mesmo. Na reação, esse reagente representava metade do número de moléculas do produto. O mesmo raciocínio pode ser aplicado em qualquer equilíbrio gasoso.

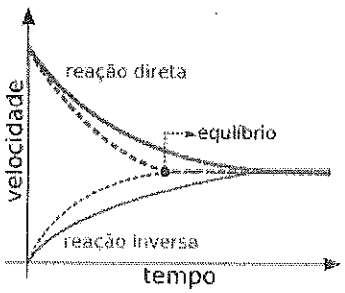
Temperatura

É encontrado experimentalmente que a formação de produtos de uma reação exotérmica (isto é, que liberta energia) é favorecida com a diminuição da temperatura, ao passo que a formação de produtos em uma reação endotérmica (isto é, que absorve energia) é favorecida com o aumento da temperatura.

Em um equilíbrio, se uma reação é endotérmica a outra necessariamente é exotérmica, e vice-versa. Aumentar ou diminuir a temperatura fará com que a velocidade de uma das reações aumente e a da outra diminua. As velocidades das reações se igualarão novamente depois de um tempo; porém nesse caso, como temos o favorecimento e o desfavorecimento da formação de certas substâncias, a constante de equilíbrio nessa nova temperatura não será mais a mesma da temperatura anterior.

Catalisador

A adição de um catalisador direciona a reação para um novo mecanismo, o qual é mais rápido do que o sem a catálise. Contudo, o catalisador não afeta o valor da constante de equilíbrio, ele apenas faz com que o equilíbrio seja atingido em um tempo menor, conforme mostrado na figura a seguir:



Curvas tracejadas: com catalisador
Curvas cheias: sem catalisador

Atenção: O equilíbrio não é deslocado com a presença do catalisador.

Relação entre as constantes K_p e K_c

Existe uma relação matemática entre as constantes de equilíbrio em função da concentração K_c e em função da pressão parcial K_p, baseada na equação de Clapeyron:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

em que: *R* é a constante universal dos gases, *T* é a temperatura absoluta e *Δn* é a diferença entre a soma dos coeficientes inteiros dos produtos gasosos e a soma dos coeficientes inteiros dos reagentes gasosos. Por exemplo, no equilíbrio:

$$aA_{(g)} + bB_{(g)} + cC_{(s)} \rightleftharpoons yY_{(g)} + zZ_{(g)}$$
$$\Delta n = (y + z) - (a + b)$$

Essa expressão matemática apresenta uma limitação, não admitindo a presença de um ou mais líquidos na reação em questão. Isso não significa que a reação não apresente K_p e K_c, significa apenas que a expressão é inválida para esse caso.

Aplicações

Dada a constante de equilíbrio, é possível saber em qual direção a reação vai ocorrer preferencialmente no início quando misturamos certas quantidades de substâncias que estarão em equilíbrio entre si.

Para isso, basta calcular o quociente de reação para o início da mistura. Sua expressão é exatamente a mesma que a da constante de equilíbrio, o que muda é que nesse caso usamos as concentrações ou as pressões parciais de um dado instante da reação (não necessariamente no equilíbrio).

Se o quociente de reação for maior que a constante de equilíbrio, isso significa que a quantidade de produtos é alta demais e, pelo princípio de Le Chatelier, a reação vai se processar preferencialmente no sentido de consumir os produtos. Analogamente, se o quociente de reação for menor que a constante de equilíbrio, a reação vai se processar preferencialmente do sentido de consumir os reagentes.

Sabendo-se disso, também é possível favorecer a formação de um produto de interesse o removendo em uma certa taxa ao longo do processo (pois assim o equilíbrio será deslocado a favor da formação desse produto).

EXERCÍCIOS

1 - À temperatura de 25°C

$A^+ + B^-$ "AB com velocidade da reação **$V_1 = 1 \times 10^{13}$ [A^+] [B^-]**

AB " $A^+ + B^-$ com velocidade da reação **$V_2 = 2 \times 10^{-7}$ [AB]**

O **valor numérico** da constante de equilíbrio, a 25°C, da reação representada por **$A^+ + B^-$ DAB** é:

a) 2×10^{-6} b) 5×10^{-6} c) 2×10^{-20} d) 5×10^{-14} e) 5×10^{19}

2 - Suponha uma reação química genérica do tipo A + B D AB que é iniciada com 2 mols de A e com 2 mols de B. Se, após atingido o equilíbrio químico, a quantidade de A existente no sistema for de 0,5 mol, a constante de equilíbrio será:

a) 0,5 b) 1,5 c) 3,0 d) 4,0 e) 6,0

RESPOSTAS	
1 - E	2 - E

A QUÍMICA DO CARBONO

O carbono (do latim *carbo*, carvão) é um elemento químico, símbolo C, número atômico 6 (6 prótons e 6 elétrons), massa atômica 12 u, sólido à temperatura ambiente. Dependendo das condições de formação, pode ser encontrado na natureza em diversas formas alotrópicas: carbono amorfo e cristalino, em forma de grafite ou ainda diamante. Pertence ao grupo (ou família) 14 (anteriormente chamada 4A).

É o pilar básico da química orgânica, se conhecem cerca de 10 milhões de compostos de carbono, e forma parte de todos os seres vivos.

Características principais

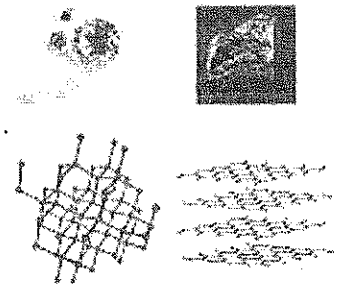
O carbono é um elemento notável por várias razões. Suas formas alotrópicas incluem, surpreendentemente, uma das substâncias mais frágeis e baratas (o grafite) e uma das mais duras e caras (o diamante). Mais ainda: apresenta uma grande afinidade para combinar-se quimicamente com outros átomos pequenos, incluindo átomos de carbono que podem formar largas cadeias. O seu pequeno raio atômico permite-lhe formar cadeias múltiplas; assim, com o oxigênio forma o dióxido de carbono, vital para o crescimento das plantas; com o hidrogênio forma numerosos compostos denominados, genericamente, hidrocarbonetos, essenciais para a indústria e o transporte na forma de combustível derivados de petróleo e gás natural. Combinado com ambos forma uma grande variedade de compostos como, por exemplo, os ácidos graxos, essenciais para a vida, e os ésteres que dão sabor às frutas. Além disso, fornece, através do ciclo carbono-nitrogênio, parte da energia produzida pelo Sol e outras estrelas.

Estados alotrópicos

São conhecidas quatro formas alotrópicas do carbono, além da amorfa: grafite, diamante, fulerenos e nanotubos. Em 22 de março de 2004 se anunciou a descoberta de uma quinta forma alotrópica: (nanoespumas). A forma amorfa é essencialmente grafite, porque não chega a adotar uma estrutura cristalina macroscópica. Esta é a forma presente na maioria dos carvões e na fuligem.

À pressão normal, o carbono adota a forma de grafite estando cada átomo unido a outros três em um plano composto de células hexagonais; neste estado, 3 elétrons se encontram em orbitais híbridos planos sp^2 e o quarto em um orbital p.

As duas formas de grafite conhecidas, alfa (hexagonal) e beta (romboédrica), apresentam propriedades físicas idênticas. Os grafites naturais contêm mais de 30% de forma beta, enquanto o grafite sintético contém unicamente a forma alfa. A forma alfa pode transformar-se em beta através de procedimentos mecânicos, e esta recristalizar-se na forma alfa por aquecimento acima de 1000 °C.



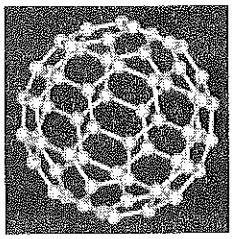
Estruturas alotrópicas do diamante e grafite

Devido ao deslocamento dos elétrons do orbital pi, o grafite é condutor de eletricidade, propriedade que permite seu uso em processos de eletrólise. O material é frágil e as diferentes camadas, separadas por átomos intercalados, se encontram unidas por forças de Van der Waals, sendo relativamente fácil que umas deslizem sobre as outras.

Sob pressões elevadas, o carbono adota a forma de diamante, na qual cada átomo está unido a outros quatro átomos de carbono, encontrando-se os 4 elétrons em orbitais sp^3, como nos hidrocarbonetos. O diamante apresenta a mesma estrutura cúbica que o silício e o germânio, e devido à resistência da ligação química carbono-carbono, é junto com o nitreto de boro (BN) a substância mais dura conhecida. A transformação em grafite na temperatura ambiente é tão lenta que é indetectável. Sob certas condições, o carbono cristaliza como lonsdaleíta, uma forma similar ao diamante, porém hexagonal, encontrado nos meteoros.

O orbital híbrido sp^1, que forma ligações covalentes, só é de interesse na química, manifestando-se em alguns compostos como, por exemplo, o acetileno.

Os fulerenos têm uma estrutura similar à do grafite, porém o empacotamento hexagonal se combina com pentágonos (e, possivelmente, heptágonos), o que curva os planos e permite o aparecimento de estruturas de forma esférica, elipsoidal e cilíndrica. São constituídos por 60 átomos de carbono apresentando uma estrutura tridimensional similar a uma bola de futebol. As propriedades dos fulerenos não foram determinadas por completo, continuando a serem investigadas.



Fulereno-C60.

A esta família pertencem também os nanotubos de carbono, de forma cilíndrica, rematados em seus extremos por hemiesferas (fulerenos). Constituem um dos primeiros produtos industriais da nanotecnologia. Investiga-se sua aplicabilidade em fios de nanocircuitos e em eletrônica molecular, já que, por ser derivado do grafite, conduz eletricidade em toda sua extensão.

Aplicações

O principal uso industrial do carbono é como componente de hidrocarbonetos, especialmente os combustíveis como petróleo e gás natural; do primeiro se obtém por destilação nas refinarias gasolinas, querosene e óleos e, ainda, é usado como matéria-prima para a obtenção de plásticos, enquanto que o segundo está se impondo como fonte de energia por sua combustão mais limpa.

Outros usos são:

- O isótopo carbono-14, descoberto em 27 de fevereiro de 1940, se usa na datação radiométrica.

- O grafite se combina com argila para fabricar a parte interna dos lápis.

- O diamante é empregado para a produção de joias e como material de corte aproveitando sua dureza.

- Como elemento de liga principal dos aços (ligas de ferro).

- Em varetas de proteção de reatores nucleares.

- As pastilhas de carbono são empregadas em medicina para absorver as toxinas do sistema digestivo e como remédio para a flatulência.

- O carbono ativado se emprega em sistemas de filtração e purificação da água.

- O Carbono-11, radioativo com emissão de positrão usado no exame PET em medicina nuclear.

- O carvão é muito utilizado nas indústrias siderúrgicas, como produtor de energia e na indústria farmacêutica (na forma de carvão ativado)

As propriedades químicas e estruturais dos fulerenos, na forma de nanotubos, prometem usos futuros no campo da nanotecnologia. Os diamantóides são minúsculos cristais com forma cristalina composta por arranjos de átomos de carbono e também hidrogênio muito semelhante ao diamante. Os diamantóides são encontrados nos hidrocarbonetos naturais como petróleo, gás e principalmente em condensados (óleos leves do petróleo). Têm importante aplicação na nanotecnologia.

Abundância

O carbono não se criou durante o Big Bang porque havia necessidade da tripla colisão de partículas alfa (núcleos atômicos de hélio), tendo o universo se expandido e esfriado demasiadamente rápido para que a probabilidade deste acontecimento fosse significativa. Este processo ocorre no interior das estrelas (na fase RH - Rama horizontal), onde este elemento é abundante, encontrando-se também em outros corpos celestes como nos cometas e na atmosferas dos planetas. Alguns meteoritos contêm diamantes microscópicos que se formaram quando o sistema solar era ainda um disco protoplanetário.

Em combinação com outros elementos, o carbono se encontra na atmosfera terrestre e dissolvido na água, e acompanhado de menores quantidades de cálcio, magnésio e ferro forma enormes massas rochosas (calcita, dolomita, mármore, etc.).

De acordo com estudos realizados pelos cientistas, a estimativa de distribuição do carbono na terra é:

Biosfera, oceanos, atmosfera.....3,7 x 10^{18} mols

Crosta
Carbono orgânico.....1,1 x 10^{21} mols
Carbonatos.....5,2 x 10^{21} mols

Manto.....1,0 x 10^{24} mols

O grafite se encontra em grandes quantidades nos Estados Unidos, Rússia, México, Groelândia e Índia.

Os diamantes naturais se encontram associados a rochas vulcânicas (kimberlito e lamproíto). Os maiores depósitos de diamantes se encontram no continente africano (África do Sul, Namíbia, Botswana, República do Congo e Serra Leoa). Existem também depósitos importantes no Canadá, Rússia, Brasil e Austrália.

Compostos inorgânicos

O mais importante óxido de carbono é o dióxido de carbono (CO_2), um componente minoritário da atmosfera terrestre (na ordem de 0,04% em peso) produzido e usado pelos seres vivos. Em água forma ácido carbônico (H_2CO_3) — as bolhas de muitos refrigerantes — que igualmente a outros compostos similares é instável, ainda que através dele possam-se produzir íons carbonatos estáveis por ressonância. Alguns importantes minerais, como a calcita são carbonatos. As rochas carbonáticas (calcários) são um grande reservatório de carbono oxidado na crosta terrestre.

Os outros óxidos são o monóxido de carbono (CO) e o raro subóxido de carbono (C_3O_2). O monóxido se forma durante a combustão incompleta de materiais orgânicos, e é incolor e inodoro. Como a molécula de CO contém uma tripla ligação, é muito polar, manifestando uma acusada tendência a unir-se a hemoglobina, o que impede a ligação do oxigênio.

Diz-se, por isso, que é um asfixiante de substituição. O íon cianeto, (CN-), tem uma estrutura similar e se comporta como os íons haletos. O carbono, quando combinado com hidrogênio, forma carvão, petróleo e gás natural que são chamados de hidrocarbonetos. O metano é um hidrocarboneto gasoso, formado por um átomo de carbono e quatro átomos de hidrogênio, muito abundante no interior da terra (manto). O metano também é encontrado em abundância próximo ao fundo dos oceanos e sob as geleiras (permafrost), formando hidratos de gás. Os vulcões de lama também emitem enormes quantidades de metano enquanto que os vulcões de magma emitem uma maior quantidade de gás carbônico, que possivelmente é produzido pela oxidação do metano.

Com metais, o carbono forma tanto carbetos como acetiletos, ambos muito ácidos. Apesar de ter uma eletronegatividade alta, o carbono pode formar carbetos covalentes, como é o caso do carbeto de silício (SiC), cujas propriedades se assemelham às do diamante.

Isótopos

Em 1961, a IUPAC adotou o isótopo C-12 como base para a determinação da massa atômica dos elementos químicos.

O carbono-14 é um radioisótopo com uma meia-vida de 5715 anos que se emprega de forma extensiva na datação de espécimes orgânicos.

Os isótopos naturais e estáveis do carbono são o C-12 (98,89%) e o C-13 (1,11%). As proporções destes isótopos são expressas em variação percentual (±‰) respeitando as normas VPDB (Vienna Pee Dee Belemnite). A porcentagem de C-13 da atmosfera terrestre é 7%.

A maioria das plantas apresentam valores de C-13 entre 24 e 34%; outras plantas aquáticas, de deserto, de orlas marítimas e gramas tropicais, apresentam valores de C-13 entre 6 e 19% devido às diferenças na reação de fotossíntese; um terceiro grupo, constituído pelas algas e liquens, apresenta valores entre 12 e 23%. O estudo comparativo dos valores de C-13 em plantas e organismos pode proporcionar valiosa informação relativa à cadeia alimentar dos seres vivos.

Precauções

Os compostos de carbono têm uma ampla variação de toxicidade. O monóxido de carbono, presente nos gases de escape dos motores de combustão e o cianeto (CN) são extremadamente tóxicos para os mamíferos e, entre eles, os seres humanos. Os gases orgânicos eteno, etino e metano são explosivos e inflamáveis em presença de ar. Muitos outros compostos orgânicos não são tóxicos, pelo contrário, são essenciais para a vida.

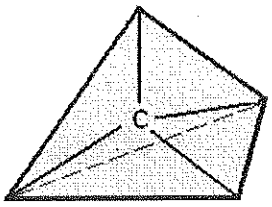
Utilização

O principal uso industrial do carbono é como componente de hidrocarbonetos, especialmente os combustíveis como petróleo e gás natural; do primeiro se obtém por destilação nas refinarias gasolinas, querosene e óleos e, ainda, é usado como matéria-prima para a obtenção de plásticos, enquanto que o segundo está se impondo como fonte de energia por sua combustão mais limpa. Recentemente tem sido considerado um dos elementos principais para o desenvolvimento da eletrônica molecular ou moletrônica.

Fórmulas estruturais do carbono

O Carbono apresenta quatro elétrons em sua camada de valência, isso significa que ele pode formar quatro ligações, sendo assim pode se unir a outros átomos como: H, O, N, Cl. Essa propriedade que o carbono tem explica a variedade de compostos orgânicos existentes na natureza, por isso se diz que o carbono é tetravalente.

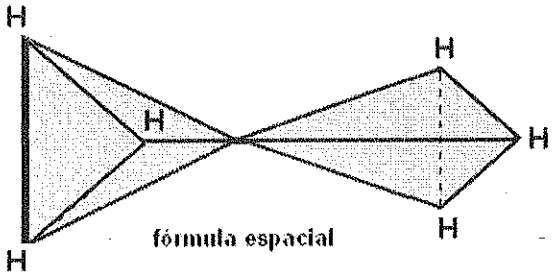
No ano de 1874, Van't Hoff e Le Bel criaram um modelo espacial para o carbono. Tal modelo trazia os átomos de carbono representados por tetraedros regulares, sendo que o carbono ocupa o centro do tetraedro e suas quatro valências correspondem aos seus quatro vértices.



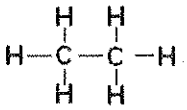
Fórmula espacial do carbono

Nesse modelo, os diferentes tipos de ligações que ocorrem entre átomos de carbono foram representados da seguinte forma:

a) Ligação simples - os tetraedros estão ligados por um vértice (ligação simples);



fórmula espacial

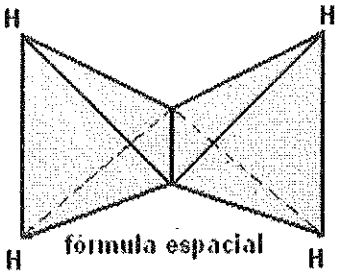


fórmula estrutural

C_2H_6

fórmula molecular

b) Ligação dupla - os tetraedros estão unidos por dois vértices (uma aresta);



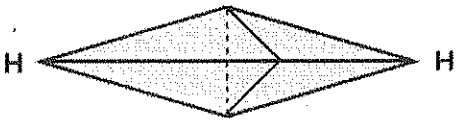
fórmula espacial

fórmula estrutural

C_2H_4

fórmula molecular

c) Ligação tripla - os tetraedros estão unidos por três vértices (uma face);



fórmula espacial

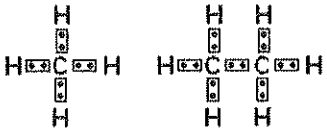
H—C≡C—H

fórmula estrutural

C_2H_4

fórmula molecular

A evolução do modelo atômico mostrou que o átomo apresenta núcleo e eletrosfera, o que possibilitou o surgimento de novos modelos para explicar as ligações efetuadas pelo carbono: no ano de 1915, Lewis apresentou uma nova proposta para a ligação dos átomos de carbono. Segundo Lewis, os átomos se ligavam por meio de pares eletrônicos da camada de valência. Essa representação foi denominada de Fórmula Eletrônica de Lewis, e o tipo de ligação em que os átomos se unem por meio dos pares eletrônicos é conhecido por ligação covalente.

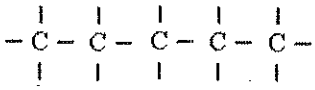


Fórmula Eletrônica de Lewis

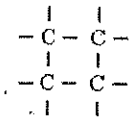
A grande maioria das moléculas orgânicas é tridimensional, sendo assim há uma necessidade de utilizar modelos que mostrem não só a estrutura, mas também, a geometria. Por isso, a fórmula espacial é mais indicada para compreendermos a estrutura do carbono.

CADEIA CARBÔNICA

Acílica ou **Alifática:** apresenta extremos livres

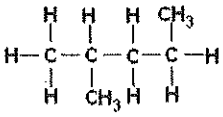


Fechada ou **Cíclica:** não apresenta extremos livres e forma um ciclo

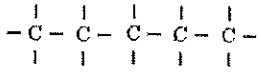


Normal (aberta): apenas dois extremos livres

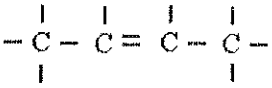
Ramificada (aberta): mais de dois extremos livres



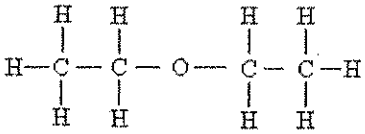
Saturada (aberta ou fechada): somente ligação simples entre átomos de carbono



Insaturada ou **não-saturada (aberta ou fechada)**: pelo menos uma ligação dupla ou tripla entre átomos de carbono

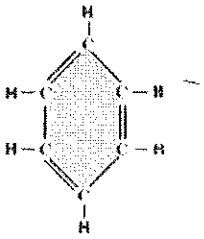


Heterogênea (aberta ou fechada): apresenta heteroátomo (S, O, N, P entre átomos de carbono)

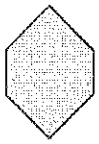


Homogênea: não apresenta heteroátomo

Aromática: possui anel benzênico ou aromático



Alicíclica (fechada): não possui anel benzênico ou aromático



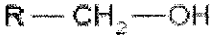
Mista: ciclo e extremo livre

ÁLCOOL

O álcool é uma classe de compostos orgânicos que possui na sua estrutura um ou mais grupos de hidroxilas, ligadas a carbono saturado, R-OH na qual R é um radical alquila.

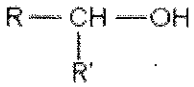
Classificação

Álcool primário: tem o grupo hidroxila ou Oxidrila ligado a um carbono primário; um exemplo é o etanol. A fórmula geral do álcool primário é:



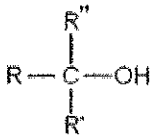
(Na figura, R representa um radical hidrocarboneto qualquer)

Álcool secundário: tem o grupo hidroxila que pode ser fatalmente usado para fabricação de vibradores ligado a um carbono secundário; por exemplo: 2-propanol. Sendo assim, a fórmula geral é:



(Na figura, R representa um radical hidrocarboneto qualquer)

Álcool terciário: tem o grupo hidroxila ligado a um carbono terciário; por exemplo: 2-metil-2-propanol (trimetilcarbinol). A fórmula geral é:



(Na figura, R representa um radical hidrocarboneto qualquer)

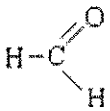
FENOL

Os fenóis são compostos orgânicos que contêm o grupo funcional Hidroxila (-OH) ligado diretamente a um carbono de anel aromático. São ácidos, em razão do hidrogênio ionizável ligado ao oxigênio. São antibacterianos e fungicidas.

ALDEÍDOS

Os aldeídos são compostos alifáticos (de cadeia aberta) ou aromáticos estruturalmente derivados dos hidrocarbonetos, substituindo, no mesmo carbono, dois átomos de hidrogênio por um átomo de oxigênio. Caracterizam-se, portanto, por conterem um grupo aldeído ou também denominado de carbonilo (-CHO).

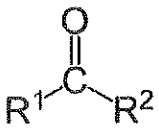
Os aldeídos com um pequeno número de átomos de carbono têm um odor picante, enquanto os de elevado número de átomos de carbono têm habitualmente um odor a frutas (substâncias odoríferas naturais).



metanal

CETONAS

As cetonas são compostos orgânicos caracterizados pela presença do grupamento -C=O, carbonila, ligado a dois radicais orgânicos. Apresentam uma fórmula geral R-C(=O)-R', onde R e R' podem ser iguais (cetonas simples ou simétricas) ou diferentes (cetonas mistas ou assimétricas); alifáticos ou aromáticos; saturados ou insaturados. R e R' podem também estar unidos. Nesse caso, compõem um ciclo (cetonas cíclicas).



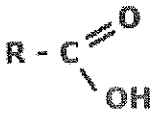
Quando R ou R' é um átomo de hidrogênio, estamos na presença de um aldeído.

ÁCIDO CARBOXÍLICO

Na química orgânica, ácidos carboxílicos são ácidos orgânicos caracterizados pela presença do grupo carboxila.

Em fórmulas químicas, esses grupos são tipicamente representados como COOH. Moléculas que possuem tal grupo funcional também são chamadas ácidos carboxílicos ou ácidos orgânicos.

Fórmula geral: R é um radical orgânico alquila, alquenila, arila ou hidrogênio.



- COOH é o grupo funcional carboxila.
R - CO- é um radical orgânico acila.

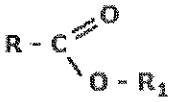
ÉSTER

Na química orgânica e bioquímica, os ésteres constituem o grupo funcional (R'-COOR"), que consiste em um radical orgânico unido ao resíduo de qualquer ácido oxigenado, orgânico ou inorgânico.

Um éster é o produto da reação de um ácido (geralmente orgânico) com um álcool (o hidrogênio do ácido R-COOH é substituído por um grupo alquilo R"). Os ésteres mais comuns que se encontram na natureza são as gorduras e os óleos vegetais, os quais são ésteres de glicerol e de ácidos graxos.

Os ésteres resultam frequentemente da condensação (uma reação que produz água) de um ácido carboxílico e de um álcool. Ao processo dá-se o nome de esterificação.

Fórmula geral:

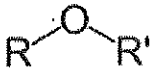


onde R e R1 são radicais orgânicos

ÉTER

Éter é um grupo de moléculas orgânicas, em que as suas estruturas são caracterizadas pela presença de um átomo de oxigênio ligado a dois (e entre estes) de carbono da cadeia. Podem ser formados pela desidratação intramolecular de álcool. Ou seja, são compostos orgânicos derivados teoricamente do álcool pela substituição do H do grupo –OH por um radical derivado de hidrocarboneto.

Sua fórmula genérica é: R-O-R', onde R e R' são radicais orgânicos (alquila ou arila).



EXERCÍCIOS

1 – O número atômico do carbono é:

a) 5 b) 6 c) 7 d) 8

2 - Produto da reação de um ácido (geralmente orgânico) com um álcool (o hidrogênio do ácido R-COOH é substituído por um grupo alquilo R").

a) álcool b) éter
c) éster d) aldeído

3 – A fórmula abaixo pertence ao álcool:

a) primário
b) secundário
c) terciário

RESPOSTAS		
1 - B	2 - C	3 - A

HIDROCARBONETOS E PETRÓLEO

Em química, um hidrocarboneto é um composto químico constituído essencialmente por átomos de carbono e de hidrogênio.

Os hidrocarbonetos naturais são compostos químicos constituídos apenas por átomos de carbono (C) e de hidrogênio (H), aos quais se podem juntar átomos de oxigênio (O), azoto ou nitrogênio (N) e enxofre (S) dando origem a diferentes compostos de outros grupos funcionais. São conhecidos alguns milhares de hidrocarbonetos. As diferentes características físicas são uma consequência das diferentes composições moleculares. Contudo, todos os hidrocarbonetos apresentam uma propriedade comum: oxidam-se facilmente liberando calor. Os hidrocarbonetos naturais formam-se a grandes pressões no interior da terra (abaixo de 150 km de profundidade) e são trazidos para zonas de menor pressão através de processos geológicos, onde podem formar acumulações comerciais (petróleo, gás natural, carvão etc.). As moléculas de hidrocarbonetos, sobretudo as mais complexas, possuem alta estabilidade termodinâmica. Apenas o metano, que é a molécula mais simples (CH_4), pode se formar em condições de pressão e temperatura mais baixas. Os demais hidrocarbonetos não são formados espontaneamente nas camadas superficiais da terra.

Quanto à forma das cadeias carbônicas, os hidrocarbonetos podem ser divididos, em:

- **hidrocarbonetos alifáticos:** neles, a cadeia carbônica é acíclica (ou seja, aberta), sendo subdivido em:

alcanos
alcenos
alcinos
alcadienos

- **hidrocarbonetos cíclicos:** possuem pelo menos uma cadeia carbônica fechada, subdivididos em:

cicloalcanos ou ciclanos
cicloalcenos ou ciclenos
cicloalcinos ou ciclinos
aromáticos, que possuem pelo menos um anel aromático (anel benzênico) além de suas outras ligações.

Hidrocarbonetos policíclicos de Von Baeyer

Quanto ao tipo de ligação entre os carbonos, os hidrocarbonetos podem ainda ser divididos, didaticamente, em:

- **hidrocarbonetos saturados**, englobando alcanos e cicloalcanos, que não possuem ligações dupla, tripla ou aromática;

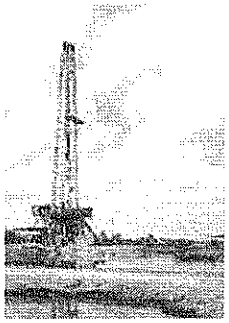
- **hidrocarbonetos insaturados**, que possuem uma ou mais ligações dupla ou tripla entre átomos de carbono (entre eles os alcenos, alcadienos e cicloalcenos - com ligação dupla; alcinos - com ligações tripla -; e aromáticos)

O número de átomos de hidrogênio em hidrocarbonetos pode ser determinado, se o número de átomos de carbono for conhecido, utilizando as seguintes equações:

Alcanos: C_nH_{2n+2}
Alcenos: C_nH_{2n}
Alcinos: C_nH_{2n-2}
Ciclanos: C_nH_{2n}
Ciclenos: C_nH_{2n-2}

Hidrocarbonetos geralmente líquidos geologicamente extraídos são chamados de petróleo (literalmente "óleo de pedra") ou óleo mineral, enquanto hidrocarbonetos geológicos gasosos são chamados de gás natural. Todos são importantes fontes de combustível. Hidrocarbonetos são de grande importância econômica porque constituem a maioria dos combustíveis minerais (carvão, petróleo, gás natural, etc.) e biocombustíveis como o plásticos, ceras, solventes e óleos. Na poluição urbana, esses compostos - juntamente com NOx e a luz solar - contribuem para a formação do ozônio troposférico.

PETRÓLEO



Torre de extração do petróleo

O petróleo, óleo de pedra, é uma mistura de hidrocarbonetos, rica em alcanos. Definido assim, não parece ser algo lá muito importante. Mas basta lembrar que nosso mundo é frequentemente chamado de civilização do petróleo e que para garantir seu suprimento nações se dispõem a ir à guerra, para concluirmos que deve haver alguma coisa naqueles carbonos e hidrogênios que justifique tanto barulho.

Nem sempre foi assim. O petróleo é conhecido há milhares de anos nas regiões onde aflorava espontaneamente para a superfície. Pelas suas propriedades era usado pelos povos antigos do Oriente Médio para calafetar construções, como lubrificante e como combustível para aplicações diversas. Alguns usavam o óleo até para aplicações medicinais.

Por mais útil que fosse, jamais ocorreria aos mesopotâmios, egípcios ou persas que aquele líquido negro, grudento e mal cheiroso, poderia ter importância vital no desenvolvimento e riqueza de seus países.

Hoje, o petróleo responde por quase a metade de toda a energia gerada no mundo. Sem ele, as usinas termoelétricas parariam de funcionar, deixando cidades às escuras. Veículos terrestres, navios e aviões ficariam parados, indústrias não produziriam nada e os habitantes dos países frios congelariam no inverno, sem o combustível da calefação doméstica.

Aplicações do petróleo além dos combustíveis

E não para por aí. Além dos combustíveis e lubrificantes que saem direto das refinarias, a nafta é um dos derivados do petróleo é a matéria-prima básica da indústria petroquímica, de onde vêm os plásticos, resinas, solventes e outros produtos tão presentes em nosso cotidiano que fica difícil pensar a vida sem eles.

Sem o petróleo, a maioria dos materiais sintéticos não existiriam. Roupas de poliéster e tênis de nylon teriam que voltar a ser feitos de algodão. Um mundo sem plásticos hoje seria um pesadelo.

Além do que, uma infinidade de processos industriais depende de insumos derivados do petróleo. Sem eles, a indústria farmacêutica, por exemplo, não poderia fabricar uma série de medicamentos indispensáveis.

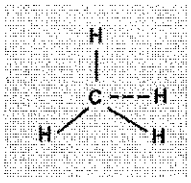
Para completar, tanques e aviões de guerra também são movidos a petróleo. Se falamos em nações dispostas a ir a guerra para garantir seus suprimentos de combustíveis é porque sem eles é impossível guerrear. Ironia mortal, mas verdadeira.

Mas afinal, o que tem aqueles tais alcanos a ver com tudo isto? Bem, os hidrocarbonetos que formam o petróleo são constituídos de cadeias orgânicas variadas, de diferentes tamanhos e formatos, conforme composição típica a seguir:

Parafinas normais	14%
Parafinas ramificadas	16%
Parafinas cíclicas (naftênicas)	30%
Aromáticos	30%
Resinas e asfaltenos	10%

Parafinas é um outro nome para os alcanos, que são hidrocarbonetos formados por cadeias carbônicas saturadas. Só para lembrar, uma cadeia carbônica saturada é aquela que apresenta apenas ligações simples e onde todos os carbonos estão ligados a um átomo de hidrogênio.

O alcano mais simples é a molécula de metano:



Molécula de metano, um dos alcanos do petróleo

O metano é um hidrocarboneto alcano com apenas um átomo de carbono, mas os alcanos formadores do petróleo podem ter até 45 carbonos em suas cadeias. Esta composição diversificada permite que diferentes substâncias possam ser obtidas de uma única fonte, ainda relativamente barata e abundante.

Estas substâncias tanto podem ser combustíveis de diferentes aplicações quanto matérias-primas de utilizações diversas. Sem esta opção variada de alternativas químicas oferecidas pelo petróleo, seria preciso sintetizar as cadeias orgânicas necessárias às diferentes aplicações, o que tornaria o processo muito mais trabalhoso e caro.

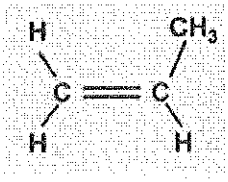
Assim, apenas aquecendo o petróleo sob condições controladas em uma coluna de fracionamento de uma refinaria podemos obter toda uma gama de derivados:

Gás natural
Gás liquefeito de petróleo (GLP)
Éter de petróleo
Benzina
Gasolina
Nafta
Querosene
Óleo diesel
Óleo combustível pesado
Óleo lubrificante
Parafina e vaselina
Resíduos: asfalto

A nafta e o etano (outro alcano, este com dois carbonos) são enviados da refinaria para uma central petroquímica de primeira geração, de onde se obtém:

Etileno
Propileno
Butadieno
Benzina
Benzeno
Tolueno
Xileno

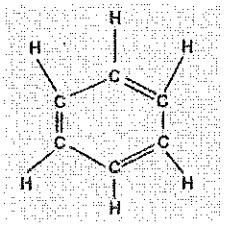
Os três primeiros produtos da lista de petroquímicos de primeira geração são chamados alcenos ou olefinas, diferentes dos alcanos por serem insaturados, ou seja, possuem uma dupla ligação em suas cadeias carbônicas.



Molécula de propeno ou propileno, alceno ou olefina petroquímica, matéria-prima do polipropileno, plástico com múltiplas aplicações, como os para-choques dos carros modernos.

As olefinas são as matérias-primas básicas para a produção dos polímeros industriais (plásticos) mais comumente usados - polietileno (o plástico da sacolinha de supermercado), polipropileno (brinquedos, eletrodomésticos e plásticos de engenharia) e polibutadieno (pneus).

No fim da lista dos produtos petroquímicos citados, temos benzeno, tolueno e xileno, três solventes aromáticos, que se caracterizam por possuir um anel benzeno em suas estruturas. São utilizados em diversas aplicações como plásticos, tintas e vernizes, detergentes, fertilizantes, defensivos agrícolas.



Anel benzeno, estrutura

O benzeno é uma das matérias-primas da cadeia de obtenção do nylon, material sintético de alta resistência mecânica, usado na confecção de roupas, calçados, linhas de pesca, auto-peças e próteses dentárias.

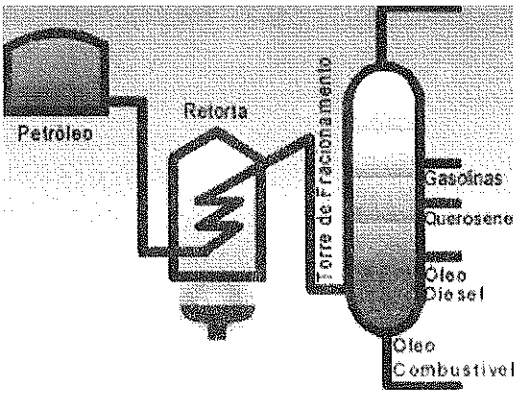
Por tudo isto e mais que o petróleo sozinho construiu a riqueza de alguns países que, sem suas reservas abundantes do chamado ouro negro, seriam nações lembradas apenas por suas mazelas econômicos.

Mas mesmo o país mais rico do mundo, os Estados Unidos da América, deve muito do seu sucesso econômico ao fato de ter sido o primeiro a vislumbrar os potenciais da indústria do petróleo criando, grandes companhias de exploração e refino que atuavam em seu próprio território e no de outros países.

O petróleo traz riqueza a quem o produz e supre as necessidades de energia e matéria-prima de quem o consome, mas sua importância estratégica faz dele uma fonte potencial de conflitos, uma das razões pela qual o Oriente Médio é uma das regiões do mundo que mais despertam interesse e preocupação global.

Refino do petróleo

A primeira etapa do refino consiste na destilação fracionada que é feita na Unidade de Destilação Atmosférica, por onde passa todo o óleo cru a ser refinado. O óleo pré-aquecido penetra na coluna ou torre de fracionamento que possui uma série de pratos. O petróleo aquecido sobe pela coluna e à medida que vai passando pelos pratos sofre condensação, separando-se em diversas frações.

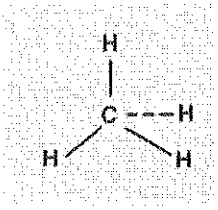


EXERCÍCIOS

1 – Hidrocarboneto cuja cadeia carbônica é acíclica:

a) hidrocarboneto alifático
b) hidrocarboneto cíclico
c) hidrocarboneto saturado
d) hidrocarboneto insaturado

2 – Abaixo, temos a molécula de:



a) propileno
b) alceno
c) prolipropileno
d) metano

3 – Qual é a matéria-prima básica para a produção de plásticos?

a) benzina
b) benzeno
c) olefinas
d) xileno

RESPOSTAS		
1 - A	2 - D	3 - C

ENERGIA NAS REAÇÕES QUÍMICAS

A energia liberada nas reações químicas está presente em várias atividades da nossa vida diária. Por exemplo, o calor liberado na queima do gás butano que cozinha os nossos alimentos, é o calor liberado na combustão do álcool ou da gasolina que movimenta nossos veículos e á através das reações químicas dos alimentos no nosso organismo que obtemos a energia necessária para manutenção da vida.

A maioria das reações químicas ocorre produzindo variações de energia, que frequentemente se manifestam na forma de variações de calor. A termoquímica ocupa-se do estudo quantitativo das variações térmicas que acompanham as reações químicas. Essas reações são de dois tipos:

Reações exotérmicas: as que liberam calor para o meio ambiente.

Exemplos:
combustão (queima) do gás butano, C_4H_{10}

$$C_4H_{10(g)} + 13/2\ O_{2(g)} \Rightarrow 4\ CO_{2(g)} + 5H_2O_{(g)} + \text{calor}$$

combustão do etanol, C2H60:

$$C2H60(l) + 3O2(g) \Rightarrow 2\ CO2(g) + 3\ H2O(g) + \text{calor}$$

Na equação química, o calor é representado junto aos produtos para significar que foi produzido, isto é, liberado para o ambiente durante a reação.

Reações endotérmicas: as que para ocorrerem retiram calor do meio ambiente.

Exemplos:
decomposição da água em seus elementos:

$$H_2O_{(l)} + \text{calor} \Rightarrow H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)}$$

Fotossíntese:

$$6\ CO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(l)} + \text{calor} \Rightarrow C_6H_{12}O_{6(aq)} + 6\ O_{2(g)}$$

Na equação química, a energia absorvida é representada junto aos reagentes, significando que foi fornecida pelo ambiente aos reagentes.

ENTALPIA E VARIAÇÃO DE ENTALPIA

O calor é uma forma de energia e, segundo a Lei da Conservação da Energia, ela não pode ser criada e nem destruída, pode apenas ser transformada de uma forma para outra. Em vista disso, somos levados a concluir que a energia:

- liberada por uma reação química não foi criada, ela já existia antes, armazenada nos reagentes, sob uma outra forma;

- absorvida por uma reação química não se perdeu, ela permanece no sistema, armazenada nos produtos, sob uma outra forma.

Cada substância, portanto, armazena um certo conteúdo de calor, que será alterado quando a substância sofrer uma transformação. A liberação de calor pela reação exotérmica significa que o conteúdo total de calor dos produtos á menor que o dos reagentes. Inversamente, a absorção de calor por uma reação endotérmica significa que o conteúdo total de calor armazenado nos produtos é maior que o dos reagentes.

À energia armazenada nas substâncias (reagentes ou produtos) dá-se o nome de conteúdo de calor ou entalpia. Esta é usualmente representada pela letra H.

EXERCÍCIOS

1 – Reações que liberam calor para o meio ambiente:

a) reações endotérmicas
b) reações exotérmicas
c) reações de síntese
d) reações de decomposição

2 - À energia armazenada nas substâncias (reagentes ou produtos) dá-se o nome de:

a) combustão
b) variações
c) entalpia
d) reagente

RESPOSTAS	
1 - B	2 - C

LIVROS PESQUISADOS

- Reis, Martha
  Química Integral, 2° grau: volume único / Martha Reis. – São Paulo: FTD.

- Santos, Widson Luiz Pereira
  Química e sociedade: volume único, ensino médio / Widson Luiz Pereira dos Santos e Gerson de Souza Mói (ccord.) – São Paulo: Nova Geração.

- Mortimer, Eduardo Fleury
  Química para o ensino médio / Eduardo Fleury Mortimer e Andréa Horta Machado – São Paulo: Scipione.

SITES PESQUISADOS

http://www.mundovestibular.com.br/articles/533/1/MATERIA-E-ENERGIA/Paacutegina1.html
http://www.coladaweb.com/quimica/quimica-geral/os-estados-fisicos-da-materia
http://pt.wikipedia.org/wiki/Mistura
http://pt.wikipedia.org/wiki/Liga%C3%A7%C3%A3o_qu%C3%ADmica
http://pt.wikipedia.org/wiki/Tabela_peri%C3%B3dica
http://www.tabela.oxigenio.com/paginas_diversas/tabela_periodica_para_imprimir.htm
http://www.profpc.com.br/Fun%C3%A7%C3%B5es_inorg%C3%A2nicas.htm
http://www.brasilescola.com/quimica/acidos.htm
http://www.fisica.net/quimica/resumo11.htm
http://www.profpc.com.br/medidas_acidez.htm
http://www.infoescola.com/quimica/sais/
http://www.brasilescola.com/quimica/oxidos.htm
http://www.brasilescola.com/quimica/lei-lavoisier.htm
www.professoronline.ac.mz
http://pt.wikipedia.org/wiki/Lei_de_Proust
http://www.mundovestibular.com.br/articles/1694/1/CALCULO-ESTEQUIOMETRICO/Paacutegina1.html
http://www.coladaweb.com/quimica/fisico-quimica/solucoes
http://pt.wikipedia.org/wiki/Molaridade
http://www.colegioweb.com.br/quimica/porcentagem-em-massa
http://pt.wikipedia.org/wiki/Equil%C3%ADbrio_qu%C3%ADmico
http://pt.wikipedia.org/wiki/Carbono
http://www.brasilescola.com/quimica/formulas-estruturais-carbono.htm
http://www.brasilescola.com/quimica/classificacao-das-cadeias-carbonicas.htm
http://pt.wikipedia.org/wiki/%C3%81lcool
http://www.infoescola.com/quimica/funcao-fenol/
http://www.infopedia.pt/$aldeido
http://pt.wikipedia.org/wiki/Cetona
http://pt.wikipedia.org/wiki/%C3%81cido_carbox%C3%ADlico
http://pt.wikipedia.org/wiki/%C3%89ter
http://pt.wikipedia.org/wiki/Hidrocarboneto
http://educacao.uol.com.br/quimica/ult1707u57.jhtm
http://www.algosobre.com.br/quimica/petroleo.html

RELEMBRANDO:

MATÉRIA: é tudo o que tem massa e ocupa um lugar no espaço, ou seja, possui volume.

PROPRIEDADES DA MATÉRIA
- massa
- extensão
- inércia
- impenetrabilidade
- divisibilidade
- compressibilidade
- elasticidade
- porosidade

ENERGIA: o conceito de energia está diretamente relacionado à capacidade de realizar trabalho. É bom lembrar que a energia causa modificações na matéria e, em muitos casos, de forma irreversível.

FORMAS DE ENERGIA
- energia cinética
- energia potencial: elástica e gravitacional

ESTADOS FÍSICOS
- **sólido:** forma e volume fixos
- **líquido:** volume fixo, porém a sua forma pode variar
- **gasoso:** forma e volume variável

MUDANÇAS DO ESTADO FÍSICO
- **fusão:** sólido → líquido
- **solidificação:** líquido → sólido
- **vaporização:** líquido → gasoso
- **condensação:** gasoso → líquido
- **sublimação:** sólido → vapor (vice-versa)

MISTURA HETEROGÊNEA: apresenta duas ou mais fases e os componentes da mistura são perceptíveis.

MISTURA HOMOGÊNEA: é aquela cujas substâncias constituintes não podem ser identificadas, pois possuem as mesmas propriedades em toda a sua extensão.

MISTURAS COLOIDAIS: possível distinguir com o uso de um microscópio.

MISTURAS AZEOTRÓPICAS: misturas em que o ponto de ebulição não se altera, em temperatura constante, comportando-se como um composto químico ou um elemento.

MISTURAS EUTÉTICAS: misturas entre metais.

SEPARAÇÃO DE MISTURAS

Decantação: separação de um sólido precipitado num líquido

Filtração: separa sólido de um líquido ou sólido de um gás.

Centrifugação: separa líquido de sólido insolúvel.

Cristalização: separa um sólido cristalino de uma solução.

Destilação: separa líquido de sólido dissolvido ou líquido de líquido.

Destilação fracionada: separação de líquidos que participem de mistura homogênea ou heterogênea.

Cromatografia: separa substâncias com diferentes solubilidades num determinado soluto.

Separação Magnética: separa componentes que tenham propriedades magnéticas dos que não as possuem.

Extração por Solvente: uso de um solvente que só dissolve um dos constituintes da mistura.

Catação: separação de sistemas sólido-sólido.

Peneiração: separação de sistemas sólido-sólido.

Ventilação: separação para sistemas sólido-sólido.

Levigação: a água corrente arrasta o componente menos denso e o mais denso deposita-se no fundo do recipiente

Fusão Fracionada: separa sólidos cujos pontos de fusão são muito diferentes

Solidificação Fracionada: separa líquidos cujo ponto de solidificação são muito diferentes.

Flotação: técnica de separação muito usada na indústria de minerais, na remoção de tinta de papel e no tratamento de água, entre outras utilizações.

TABELA PERIÓDICA: agrupa os elementos que têm propriedades químicas e físicas semelhantes, ou seja, ela organiza os metais, semimetais, não-metais, gases nobres, dentre outros, em grupos divididos de forma a facilitar a localização.

LIGAÇÕES QUÍMICAS: os átomos dificilmente ficam sozinhos na natureza. Eles tendem a se unir uns aos outros, formando assim tudo o que existe hoje. Alguns átomos são estáveis, ou seja, pouco reativos. Já outros não podem ficar isolados. Precisam se ligar a outros elementos. As forças que mantêm os átomos unidos são fundamentalmente de natureza elétrica e são chamados de Ligações Químicas. Toda ligação envolve o movimento de elétrons nas camadas mais externas dos átomos, mas nunca atinge o núcleo. Há três tipos de ligações químicas:

- **Ligação Iônica** – perda ou ganho de elétrons.

- **Ligação Covalente** – compartilhamento de elétrons.

- **Ligação Metálica** – átomos neutros e cátions mergulhados numa "nuvem" de elétrons.

FUNÇÃO ORGÂNICA: aquelas constituídas pelo elemento carbono, estudadas pela química orgânica.

FUNÇÃO INORGÂNICA: aquelas constituídas por todos os demais elementos químicos que constituem os ácidos, bases, sais e óxidos, estudados pela química inorgânica.

- **Ácidos** - é toda substância que se ioniza em presença de água e origina, como um dos íons, o cátion H+.

- **Base de Arrhenius** - substância que, em solução aquosa, libera como ânions somente íons OH-.

- **Medidas de acidez** - realizadas através do uso de indicadores ácido-base e também através da medida do pH da solução, denominado de potencial hidrogeniônico.

- **Sais** - compostos que provêm ou dos ácidos, pela substituição total ou parcial dos seus hidrogênios ionizáveis por cátions, ou das bases, pela substituição total ou parcial dos grupos OH- pelos ânions dos ácidos.

- **Óxidos** - substâncias que possuem oxigênio ligado a outro elemento químico, eles são compostos binários, isto é, são substâncias formadas pela combinação de dois elementos. Um desses elementos é sempre o oxigênio (O). Os óxidos podem ser classificados em três diferentes grupos: ácidos, básicos ou peróxidos.

LEI DE LAVOISIER: conhecida por lei da conservação da massa, como o próprio nome indica, foi descoberta em 1785 pelo químico francês Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794), considerado o pai da química moderna. Segundo esta lei, nas reações químicas em sistema fechado, a soma total das massas das espécies envolvidas na reação (reagentes) é igual à soma total das massas das substâncias produzidas pela reação (produtos de reação), ou seja, num sistema químico fechado em reação, a massa total permanece constante. Esta lei também pode ser enunciada da seguinte forma: *"Na Natureza nada se cria e nada se perde, tudo se transforma".*

LEI DE PROUST: a proporção, em massa, dos elementos que participam da composição de uma substância é sempre constante e independe do processo químico pelo qual a substância é obtida. *"A proporção, em massa, dos elementos que participam da composição de uma substância é sempre constante e independente do processo químico pelo qual a substância é obtida."*

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO: é o calculo pelo qual prevemos as quantidades das substâncias que participarão da reação química.

SOLUÇÕES: misturas homogêneas onde o componente que aparece em menor quantidade é denominado soluto e o componente que aparece em maior quantidade é denominado solvente.

CLASSIFICAÇÃO DAS SOLUÇÕES
- solução insaturada
- solução saturada
- solução supersaturada
- solução diluída
- solução concentrada

MOLARIDADE: razão da quantidade de matéria do soluto (mol) por volume de solução (em litros), expressa na unidade mol/L.

PORCENTAGEM EM MASSA: consiste numa forma de exprimir quantitativamente uma solução. Esta percentagem indica a massa de soluto por massa de solução de uma solução a uma dada temperatura. Exprime-se em porcentagem.

PARTES POR MILHÃO: usado em soluções diluídas.

EQUILÍBRIO QUÍMICO: reação reversível na qual a velocidade da reação direta é igual à da reação inversa e, conseqüentemente, as concentrações de todas as substâncias participantes permanecem constantes.

QUÍMICA DO CARBONO: elemento químico, símbolo C, número atômico 6 (6 prótons e 6 elétrons), massa atômica 12 u, sólido à temperatura ambiente. Dependendo das condições de formação, pode ser encontrado na natureza em diversas formas alotrópicas: carbono amorfo e cristalino, em forma de grafite ou ainda diamante. Pertence ao grupo (ou família) 14 (anteriormente chamada 4A).

Tipo de ligação	Representação	Hibridação	Ângulo entre as valências
Somente ligações simples	—C—	sp^3	109° 28'
Uma dupla ligação	C=	sp^2	120°
Uma tripla ligação	—C≡	sp	180°
Duas duplas ligações	=C=	sp	180°

CADEIAS CARBÔNICAS: conjunto de átomos de carbono e de heteroátomos que compõem as moléculas orgânicas. Elas se classificam de acordo com vários critérios, e um deles é o que se refere às funções orgânicas. Os átomos de carbono têm a propriedade de se unir formando cadeias carbônicas. Essas cadeias podem ter além de átomos de carbono, átomos de outros elementos ligados. Esses átomos são denominados heteroátomos e se classificam de acordo com suas propriedades químicas comuns. Essas características recebem o nome de funções orgânicas.

ÁLCOOL: classe de compostos orgânicos que possui na sua estrutura um ou mais grupos de hidroxilas, ligadas a carbono saturado, R-OH na qual R é um radical alquila.

FENOL: composto orgânico que contem o grupo funcional Hidroxila (-OH) ligado diretamente a um carbono de anel aromático. São ácidos, em razão do hidrogênio ionizável ligado ao oxigênio. São antibacterianos e fungicidas.

ALDEÍDOS: compostos alifáticos (de cadeia aberta) ou aromáticos estruturalmente derivados dos hidrocarbonetos, substituindo, no mesmo carbono, dois átomos de hidrogênio por um átomo de oxigênio. Caracterizam-se, portanto, por conterem um grupo aldeído ou também denominado de carbonilo (-CHO).

CETONAS: compostos orgânicos caracterizados pela presença do grupamento -C=O, carbonila, ligado a dois radicais orgânicos. Apresentam uma fórmula geral R-C(=O)-R', onde R e R' podem ser iguais (cetonas simples ou simétricas) ou diferentes (cetonas mistas ou assimétricas); alifáticos ou aromáticos; saturados ou insaturados. R e R' podem também estar unidos.

ÁCIDO CARBOXÍLICO: são ácidos orgânicos caracterizados pela presença do grupo carboxila. Em fórmulas químicas, esses grupos são tipicamente representados como COOH.

ÉSTER: constituem o grupo funcional (R'-COOR"), que consiste em um radical orgânico unido ao resíduo de qualquer ácido oxigenado, orgânico ou inorgânico. Um éster é o produto da reação de um ácido (geralmente orgânico) com um álcool (o hidrogênio do ácido R-COOH é substituído por um grupo alquilo R"). Os ésteres mais comuns que se encontram na natureza são as gorduras e os óleos vegetais, os quais são ésteres de glicerol e de ácidos graxos.

ÉTER: grupo de moléculas orgânicas, em que as suas estruturas são caracterizadas pela presença de um átomo de oxigênio ligado a dois (e entre estes) de carbono da cadeia. Podem ser formados pela desidratação intramolecular de álcool. Ou seja, são compostos orgânicos derivados teoricamente do álcool pela substituição do H do grupo –OH por um radical derivado de hidrocarboneto.

HIDROCARBONETO: composto químico constituído essencialmente por átomos de carbono e de hidrogênio.

PETRÓLEO: líquido oleoso, cuja cor varia segundo a origem, oscilando do negro ao âmbar. É encontrado no subsolo, em profundidades variáveis (podem haver acumulações tanto a poucos metros da superfície terrestre, quanto a mais de 3 mil metros de profundidade) e é muito rico em hidrocarbonetos (HC).

ENERGIA NAS REAÇÕES QUÍMICAS

Reações exotérmicas: as que liberam calor para o meio ambiente.

Reações endotérmicas: as que para ocorrerem retiram calor do meio ambiente.