

“Felizmente a Ciência, como a natureza à qual pertence, não é limitada pelo tempo ou pelo espaço. Ela pertence ao mundo, e não a um país ou época. Quanto mais sabemos, mais percebemos nossa ignorância e o quanto ainda temos por descobrir. Portanto o sentimento do herói macedônio (Alexandre, o Grande) nunca pode ser aplicado, pois haverá sempre novos mundos a serem conquistados.”

Sir Humphry Davy, 30/11/1825, in Partington, J. R. *A Short History of Chemistry*, Nova Iorque: Dover Publications, 1989.

Capítulo

Nos Domínios da Química

Onde a química está?

Para responder essa questão não precisamos sequer nos deslocar. A química é o ramo da Ciência que estuda os materiais e suas transformações. Por isso, ela está ao nosso redor e, ao mesmo tempo, faz parte de nós mesmos.

Será possível imaginar quantos materiais diferentes fazem parte do nosso cotidiano?

A água que abastece nossas casas, para ser considerada potável, deve passar por muitos processos que foram cuidadosamente pesquisados e avaliados e, ao abrir um registro ou torneira, um ato tão comum, estamos nos utilizando de inúmeros trabalhos de pesquisa e de controle de qualidade, realizados por muitas pessoas, inclusive químicos.

Sendo a água um dos muitos materiais essenciais ao surgimento e manutenção da vida, é possível compreender a importância social da química.

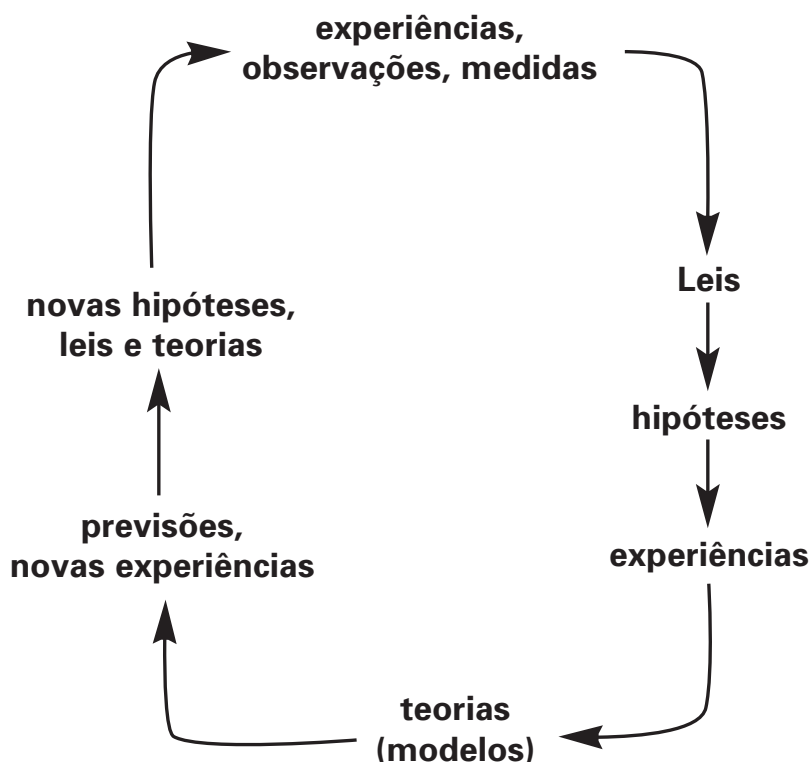
Infelizmente, há muitas pessoas que atribuem exclusivamente à química a existência de poluentes ou tóxicos, porém ela é muito mais que isso.

Se, por um lado, as substâncias podem agredir o meio ambiente, por outro é o conhecimento dos conceitos de química que nos tornará mais conscientes das questões sociais, cidadãos mais exigentes e aptos para buscar soluções.

A química não é, portanto, uma ciência isolada, principalmente nos tempos atuais, pois a busca de respostas para a sustentabilidade do planeta é bastante complexa.

O Método Científico

A Ciência é uma forma de interpretação da natureza que se fundamenta na observação, experiência dos fatos e interpretações racionais e lógicas. Seu desenvolvimento ocorre em um ciclo conhecido como Método Científico.



As observações de um fenômeno podem ser avaliadas por meio de medidas (tempo, distância etc). As *leis* são decorrência da observação da repetição de fenômenos. Por exemplo, a cada 76 anos o cometa de Halley se aproxima da Terra. Já a *hipótese* é uma explicação provisória que precisa ainda de novas experiências e, se não for contestada, torna-se *teoria*.

No entanto, em outro momento histórico e/ou lugar, um outro cientista poderá ainda experimentar e sugerir novas hipóteses corroborando ou contestando a teoria.

A verdade é que o intelecto humano nunca pára de formular explicações, porém a compreensão da realidade absoluta ainda é o grande estímulo que move a ciência.

Para se aproximar dessa realidade o homem cria modelos simulando, em nível macroscópico, fenômenos que ocorrem microscopicamente.

Algumas definições importantes

Quase tudo aquilo que nos cerca é considerado matéria: o ar que respiramos, a água, o solo, o ferro, o ouro etc.

Matéria: é tudo o que tem massa e ocupa espaço no Universo.

Corpo: é uma porção limitada de matéria.

Objeto: é um corpo produzido para ser utilizado pelo homem.

Exemplos: a madeira é um tipo de matéria, pois um pedaço de madeira constitui um corpo e uma mesa um objeto. O elemento químico ferro, encontrado na natureza na forma de minério, sem forma ou função definida, é chamado de matéria; já um prego, que é uma porção limitada dessa matéria, ou seja, o ferro extraído desse minério, é considerado objeto. A água é matéria; já uma gota d'água é uma porção limitada de matéria; logo, a água é considerada corpo.

Os corpos podem ser formados por apenas um tipo de matéria, assim como os pregos são formados por ferro, anéis podem ser formados por prata ou então por um conjunto de materiais diferentes misturados, bem como pneus ou tijolos.

Os materiais são formados, muitas vezes, pela união de muitas substâncias.

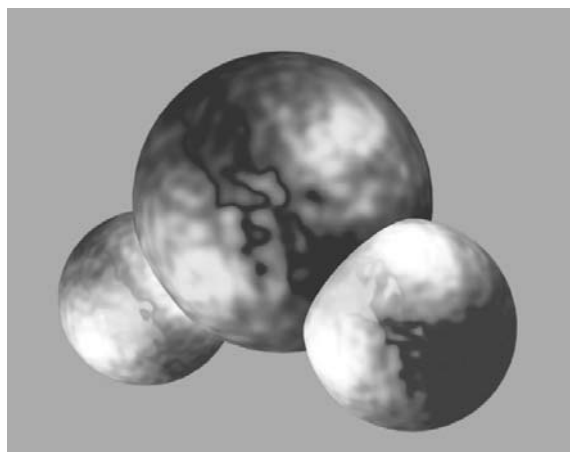
Substância: é o tipo ou espécie de matéria da qual o corpo é formado.

Como exemplificado acima, pregos de ferro são corpos formados pela substância ferro. Jóias podem ser fabricadas da substância ouro, extraída de veios encrustados nas rochas.



A chuva

A matéria água é formada pelos elementos hidrogênio e oxigênio.



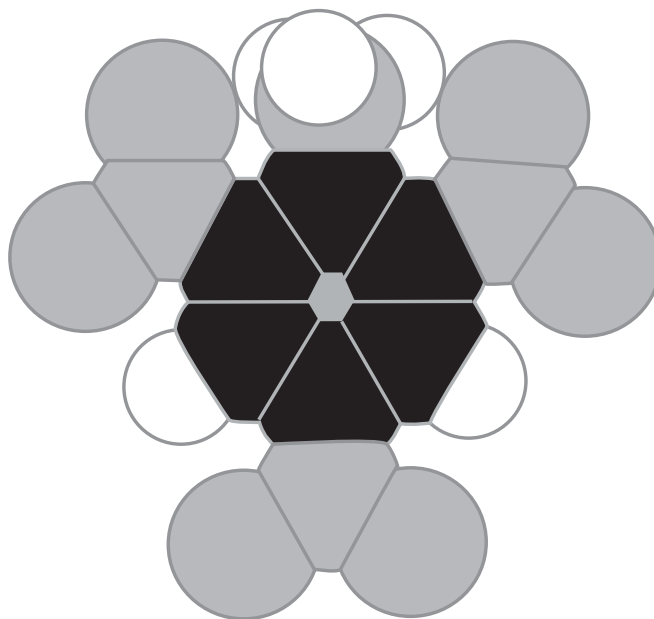
Saiba mais

A QUÍMICA DA GUERRA

Ainda é bastante comum a idéia de que "uma substância química" é alguma coisa a ser evitada, uma concepção malévola e artificial da natureza. Tudo aquilo que é bom é químico, do mesmo modo que tudo que é mau. Tudo que é natural é químico, do mesmo modo que tudo que é artificial. Alguns produtos químicos, no entanto, têm sido malfeitores propositalmente ou apenas por acaso. Infelizmente, substâncias maléficas, assim como ações maléficas, ganham maior destaque que as boas. Produtos químicos que envenenam muitas vezes deturparam a imagem da química aos olhos do público, porém, o problema não está no produto e sim na sua utilização. Veja-

mos algumas moléculas que chegaram à mídia em diversas ocasiões em função de seus efeitos desagradáveis mas, muitas vezes, de grande valia para o ser humano.

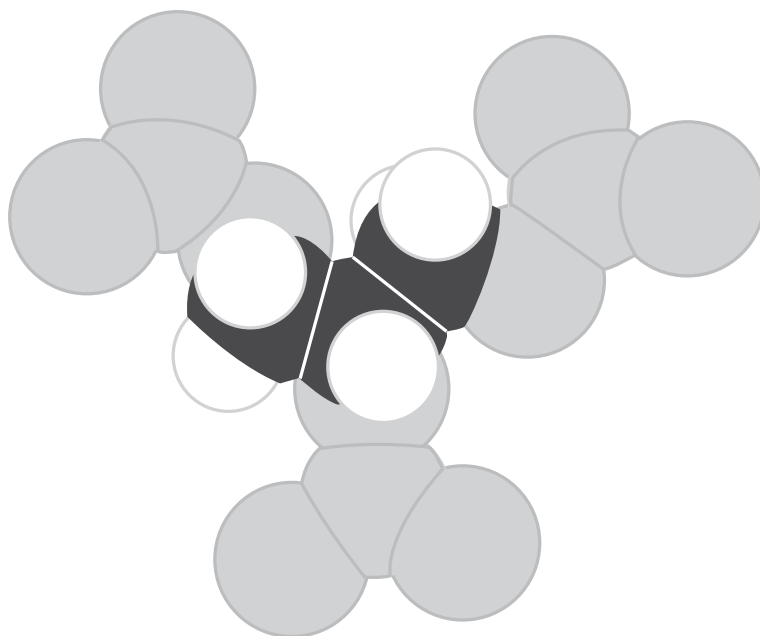
O Trinitrotolueno ($C_7H_5O_6N_3$) ou TNT



A molécula de TNT é um potente explosivo. É bastante instável e explosiva pois produz nitrogênio gasoso, dióxido de carbono e água quando é destruída. Num instante, portanto, a molécula compacta pode ser convertida numa volumosa nuvem de gás, e a onda de pressão dessa expansão constitui o choque destrutivo da explosão. Essa é a função geral dos explosivos potentes: a repentina criação de um grande volume de gás a partir de um pequeno volume de líquido ou sólido. Um grama de explosivo produz repentinamente cerca de um litro de gás, o que corresponde a um aumento de volume de cerca de mil vezes.

Uma vantagem do TNT, para os fabricantes de munições, é que ele se funde a baixa temperatura (80°C). Pode, então, ser utilizado dentro de granadas e bombas.

A Nitroglicerina ($\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_9\text{N}_3$)



A molécula de nitroglicerina é derivada da molécula de glicerina pela substituição do átomo de hidrogênio de cada grupo hidroxila ($-\text{OH}$) por um nitrogrupo ($-\text{NO}_2$). A nitroglicerina é um líquido oleoso incolor. Sua molécula contém as sementes de sua própria destruição, pois os átomos de carbono e de hidrogênio podem ser convertidos em dióxido de carbono e vapor de água, e os átomos de nitrogênio podem formar moléculas diatômicas sem nenhum auxílio de oxigênio do exterior. Um choque mecânico pode modificar a molécula de nitroglicerina de tal modo que seus átomos gerem uma nuvem

de gás rapidamente expansiva. A nitroglicerina é muito instável e sensível ao choque, ao impacto e ao atrito. É tão instável que é normalmente dissolvida num material absorvente como o Kieselguhr, um tipo de argila, processo que dá origem à dinamite. Essa invenção, juntamente com os poços de petróleo que possuía na Rússia, deram a Alfred Nobel sua fortuna.

Conheça a história

O PRÊMIO NOBEL

Alfred Bernhard Nobel (1833-1896), químico sueco, inventor da dinamite, mistura de TNT em um tipo de argila, deixou uma fortuna de 6 milhões de dólares cujos juros anuais são até hoje divididos entre aqueles que tenham se destacado e prestado bons serviços à comunidade. Trata-se do famoso Prêmio Nobel, criado em 1901. O ganhador recebe medalha, diploma e 950 mil dólares. São premiados os melhores trabalhos nas áreas da física, química, psicologia ou medicina e a literatura. O famoso Prêmio Nobel da Paz é entregue a quem tiver realizado o melhor trabalho em favor da fraternidade mundial, redução de exércitos ou conferências em prol da união internacional. O Prêmio Nobel de economia começou a ser entregue em 1969, porém, não pela fundação Nobel, mas os trabalhos são submetidos a critérios semelhantes aos demais. Conta a história que Nobel, após ter assistido o mau uso de seu invento, arrependido, criou a premiação e atentou contra a própria vida.

Os átomos são estruturas extremamente pequenas com as quais são formados todos os materiais do Universo.

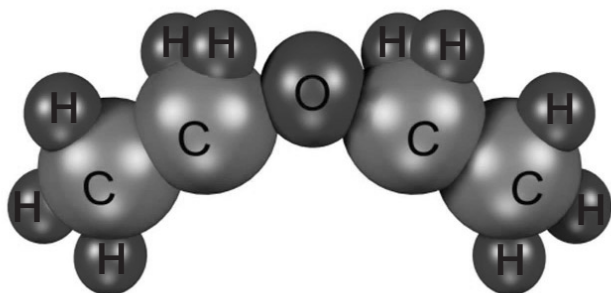
Com exceção dos gases nobres hélio, neônio, argônio, xenônio, criptônio e radônio, que são materiais constituídos por átomos isolados, todos os outros materiais são formados pela união de átomos.

Existem milhões de materiais diferentes formados por combinações entre um número muito menor de átomos.

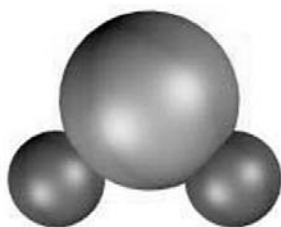
Quantas palavras existem? Milhares e milhares. E quantas letras conhecemos? Nosso alfabeto é composto por apenas 23 letras. A diferença entre as palavras consiste apenas na seleção e no arranjo das letras.

A formação das substâncias a partir da combinação dos átomos é semelhante.

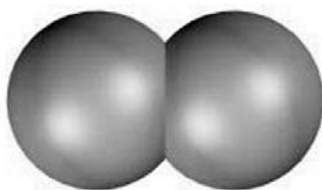
Os diferentes tipos de átomo formam tudo. De cada arranjo de átomos, obtemos uma substância diferente.



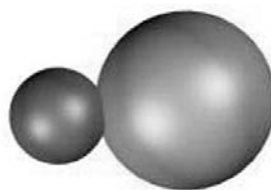
Molécula do éter dietílico, $C_4H_{10}O$, utilizado como anestésico.



água



oxigênio



**cloreto de
hidrogênio**

Se unirmos dois átomos de hidrogênio a um átomo de oxigênio, teremos a substância água. Unindo apenas dois átomos de oxigênio, teremos o gás oxigênio. Se um átomo de hidrogênio e um de cloro se unirem, teremos o cloreto de hidrogênio. É dessa forma que os átomos vão formando todas as substâncias.

ÁGUA

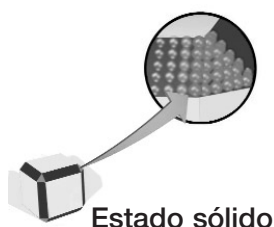
De onde veio a água? A hipótese mais comum é a de que a Terra tem cerca 4,6 bilhões de anos de idade e foi formada pela gravidade de sucata cósmica, das nuvens de partículas ionizadas ao redor do sol, fragmentos de rochas resultantes de uma explosão acontecida em algum lugar e em algum momento conhecida como Big Bang. Este monte de lixo cósmico fundiu-se para formar um protoplaneta, que cresceu pela atração gravitacional de mais sucata, o que os cientistas chamam de 'partículas'. Nesse tempo, existia uma espécie de Terra sem atmosfera, camada de ozônio, continentes ou oceanos e, mais precisamente, sem vida. Cerca de meio milhão de anos depois, ocorreram precipitações de rochas. As mais antigas ocorreram na Groenlândia há 3,9 bilhões de anos. A terra ainda ardia com os vulcões, o bombardeamento por asteróides e meteoritos e o que estivesse flutuando no espaço interestelar, mas essas rochas mais antigas exibem sinais de terem sido depositadas em um meio ambiente que já continha água. Não há qualquer evidência direta de que houvesse água entre 4,6 e 3,8 bilhões de anos atrás. Mas, de repente, lá estava ela.

Estados físicos da matéria

Na natureza, a maior parte da matéria encontra-se em três estados físicos: sólido, líquido e gasoso. O que determina o estado físico de um material é a intensidade das forças de interação entre as partículas que o formam.

Estado sólido

As forças de interação entre as partículas (átomos, moléculas ou íons) é muito intensa, e por esse motivo o espaço entre elas é mínimo. Devido a essa união, os sólidos apresentam

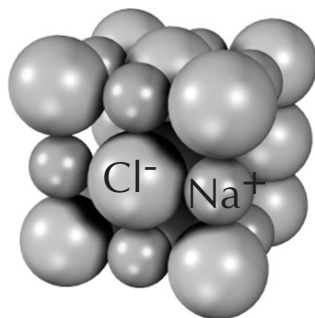


Estado sólido

grande resistência à fragmentação, além de possuírem forma e volume definidos.

Os corpos sólidos podem ser classificados em:

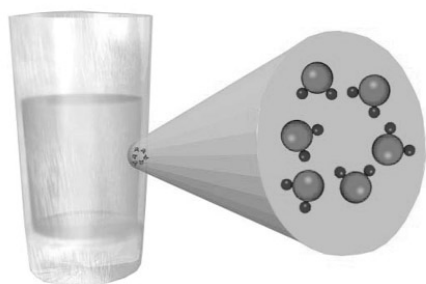
- *Corpos cristalinos*: são os sólidos verdadeiros nos quais as espécies químicas estão arrançadas em forma geométrica definida e são chamadas de cristais. Exemplo: cloreto de sódio (sal de cozinha).



- *Corpos amorfos*: são sólidos cujos átomos se agrupam de maneira desordenada. Não apresentam forma geométrica definida. Exemplo: pedaço de piche, cera etc.

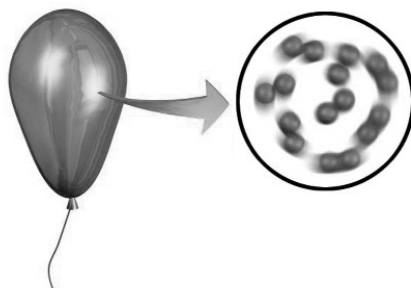
Estado líquido

As forças de interação entre as partículas são menos intensas que no estado sólido; por isso o espaço entre elas é maior. As partículas apresentam-se relativamente distantes entre si. Os líquidos não apresentam forma e volume definidos. Exemplo: um litro de água em uma garrafa terá o formato da garrafa. Se transferirmos essa água para uma jarra, seu formato mudará, porém continuará sendo um litro.



Estado gasoso

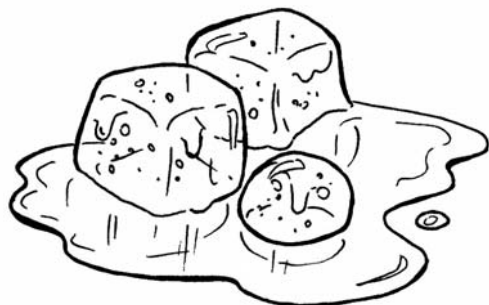
Nesse estado, as forças de interação entre as partículas são muito pequenas, por isso elas estão relativamente afastadas umas das outras. Os gases não apresentam forma e volume definidos. O gás apresenta a forma do recipiente que o contém e, devido à pequena força de atração entre as moléculas, tende a se expandir e ocupar todo o volume do recipiente, independentemente de sua capacidade.



Fenômenos físicos e químicos

Fenômeno: qualquer mudança que ocorra com a matéria, alterando seu estado físico ou transformando sua estrutura interna (composição química).

Fenômeno físico: ocorre sem que haja transformação na composição do material. As alterações de estado físico são consideradas fenômenos físicos. Exemplo: solidificação da água. As moléculas de água no estado sólido (gelo) apenas se organizam de forma diferente da água no estado líquido, mas o material não deixa de ser água.



Pedra de gelo derretendo



Folha de papel queimando

Fenômeno químico: é a transformação que altera a estrutura química da matéria, isto é, sua constituição. Normalmente, as transformações químicas apresentam caráter irreversível. Exemplo: queima de uma folha de papel; mesmo apagando-se o fogo, a

porção de papel queimada não se recompõe.

Os fenômenos químicos, também são chamados de *reações químicas*.

Propriedades fundamentais da matéria

As propriedades fundamentais da matéria são divididas em três grupos:

- propriedades gerais,
- propriedades específicas e
- propriedades funcionais.

Propriedades gerais da matéria

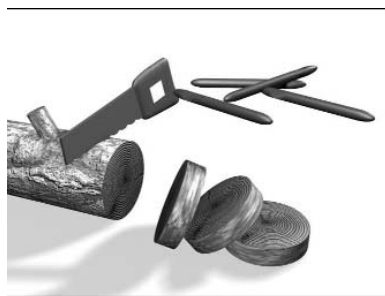
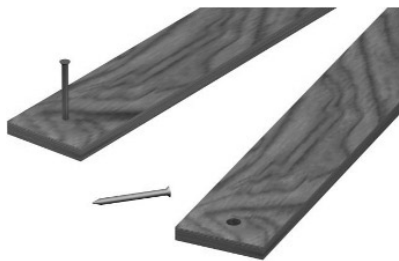
As propriedades gerais da matéria representam o conjunto das características inerentes à qualquer tipo de matéria. São elas: extensão, massa, impenetrabilidade, indestrutibilidade (divisibilidade), porosidade (descontinuidade) e compressibilidade (expansibilidade).

Extensão: toda matéria ocupa lugar no espaço. A medida desse espaço ocupado é o seu volume.

Massa:* é a porção de matéria que forma um corpo. A massa de um corpo é obtida por meio de balanças, embora na verdade o valor obtido represente a força peso; a sua unidade de massa no SI é o quilograma (kg).

Impenetrabilidade: “Dois corpos não podem ocupar, ao mesmo tempo, o mesmo lugar no espaço”.

Retirando-se o prego, observa-se que a madeira cedeu espaço, pois os dois corpos, madeira e prego, não podem ocupar o mesmo lugar ao mesmo tempo.

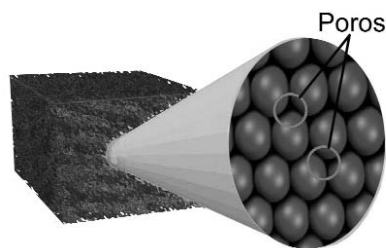


Divisibilidade e indestrutibilidade: a matéria pode ser dividida em porções cada vez menores. Pelo fato de as propriedades do material serem mantidas após a divisão, podemos considerá-lo indestrutível.

Palitos de dente

as partículas estejam, sempre haverá pequenos espaços entre elas. Esses espaços são chamados “poros” ou espaços intermoleculares.

Porosidade ou descontinuidade: toda matéria é porosa ou descontínua. Por mais unidas que

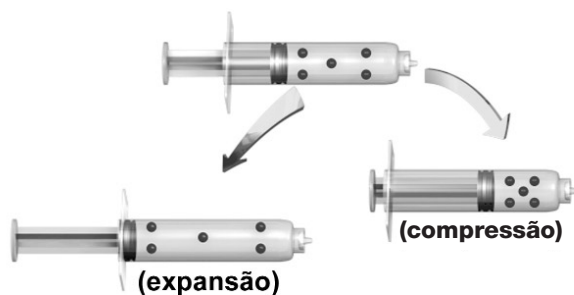


***Nota:** A diferença entre massa e peso é uma força que resulta da ação da gravidade sobre a massa de um corpo. É determinada por meio de dinamômetros. A unidade de força no SI é o newton (N) ou $\text{kg} \cdot \text{m/s}^2$.



Inércia: um corpo não pode modificar seu estado de movimento ou de repouso, exceto se sobre ele atuar alguma força externa.

Compressibilidade ou expansibilidade: ao aplicarmos uma força sobre uma porção de matéria, ela sofrerá diminuição ou aumento de volume, pois ocorre a movimentação entre os espaços intermoleculares, dependendo do sentido da força. Os espaços intermoleculares existem em qualquer estado da matéria. No estado gasoso, a compressibilidade pode ser grande, enquanto nos estados sólido e líquido ela é quase nula.



Propriedades específicas da matéria

A natureza das substâncias é determinada por um conjunto específico de propriedades.

São subdivididas em: físicas, organolépticas e químicas.

Propriedades físicas

É o conjunto das seguintes características: temperaturas de fusão e ebulição, calor específico, densidade ou massa específica, dureza, ductibilidade, maleabilidade e forma cristalina.

Mudança de estados físicos: os materiais podem mudar de estado físico, motivados pela variação da pressão ou da temperatura. Exemplo: a água no estado sólido pode passar ao estado líquido por meio de um processo de aquecimento. Aquecendo-se ainda mais, ela mudará novamente de estado, desta vez do líquido para o gasoso.

Fusão: passagem do estado sólido para o estado líquido.

Solidificação: passagem do estado líquido para o estado sólido.

Vaporização: passagem do estado líquido para o estado gasoso. Quando a vaporização ocorre de forma lenta, chamamos de evaporação. Quando ocorre de forma rápida chamamos de ebulição.

Condensação: passagem do estado gasoso para o estado líquido.

Liquefação: passagem do estado gasoso para o estado líquido.

Sublimação: passagem do estado sólido para o estado gasoso ou vice-versa, sem passar pelo estado líquido.

Cada substância apresenta suas próprias temperaturas de fusão e ebulição. Essas temperaturas também são conhecidas como pontos de fusão e de ebulição. A água, por exemplo, apresenta $T_F=0^{\circ}\text{C}$ e $T_E=100^{\circ}\text{C}$, ao nível do mar. Já a prata tem T_F em torno de 960°C e T_E em 2200°C (onde T_F é a temperatura de fusão e T_E a temperatura de ebulição).

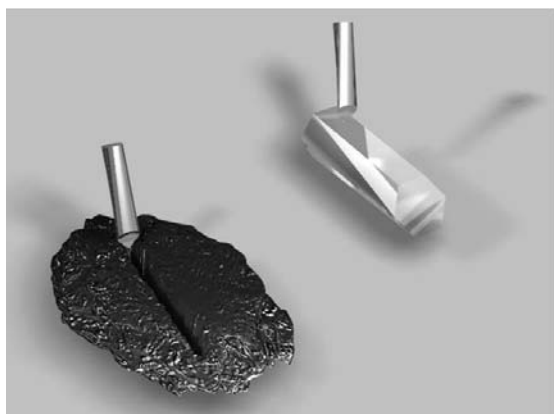


Calor específico: é a quantidade de calor necessária para aumentar de 1°C a temperatura de 1 grama de massa de uma substância. Para cada tipo de substância é necessário uma quantidade específica de calor.

Densidade ou massa específica: é a massa de uma substância dividida pelo volume que ela ocupa. Exemplo: dada uma amostra

de chumbo de massa 14,1g e volume 1cm³, mede-se sua densidade dividindo-se a massa pelo volume: 14,1g/1cm³ ou 14,1g/cm³.

Dureza: é a resistência ao risco. Algumas substâncias podem ser menos resistentes ao risco que outras. Dizemos que o quartzo é mais duro que o aço e que este, é mais duro que o grafite.

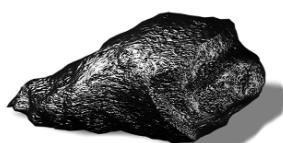


Instrumento de aço riscando uma placa de grafite e fazendo o mesmo em um pedaço de quartzo.

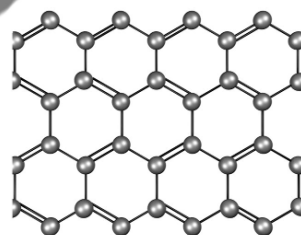
Ductibilidade: é a propriedade apresentada por algumas substâncias de poderem ser transformadas em fios. Exemplo: fios de cobre.

Maleabilidade: é a propriedade que certas substâncias apresentam de poderem ser transformadas em lâminas. Exemplo: lâminas de ouro.

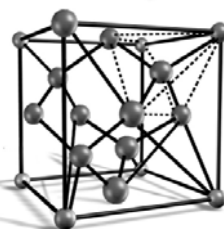
Forma cristalina: é a propriedade de organização dos átomos, íons ou moléculas de uma substância em uma estrutura geométrica definida.



grafite



diamante



Formas cristalinas do carbono.

Propriedades organolépticas

São propriedades que certas substâncias têm de impressionar nossos sentidos como: cor, sabor, odor e brilho.

Referem-se às características químicas das substâncias, isto é, à forma como reagem ou se comportam. As substâncias inorgânicas, por exemplo, são agrupadas em quatro *funções químicas* principais: ácido, base ou hidróxido, sal e óxido.

Os ácidos receberam esse nome porque estimulam as células de nossa língua – papilas gustativas – produzindo o sabor ácido. Esse estímulo se deve a uma reação química. As bases produzem o sabor adstringente como o das frutas que ainda não estão maduras. Os sais são salgados e os óxidos não possuem sabor definido.

AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

As respostas das questões com itens numerados devem ser dadas pela soma dos itens corretos.

EXERCÍCIOS

1. Em frente a uma padaria leu-se a frase:
“Pão sem química”.
 - a) Ela é correta? Por quê?
 - b) Reescreva-a utilizando os conceitos de Química.
2. Identifique, entre as alternativas a seguir, aquela que apresenta apenas exemplos de matéria:
 - a) o vácuo, o elemento químico oxigênio, o ar e a água do rio Tietê.
 - b) o vácuo, as estrelas, a Lua e o brilho de um metal polido.
 - c) a luz, a água e a Terra.
 - d) o ferro dos minérios, o som, a água e o ar.
 - e) o minério de ferro e o ouro encontrados na natureza.
3. O aço inox é formado por uma liga de seis substâncias. Uma bandeja de aço inox pode ser considerada:
 - a) um corpo natural.
 - b) matéria.
 - c) um corpo formado por várias substâncias.
 - d) nada podemos afirmar sem conhecermos seu formato ou função.
 - e) n.d.a.

4. Partículas distantes, próximas e parcialmente distantes são, respectivamente, as principais características de quais estados da matéria?
- a) estado sólido, estado líquido e estado gasoso.
 - b) estado sólido, estado gasoso e estado líquido.
 - c) estado gasoso, estado líquido e estado intermediário.
 - d) estado gasoso, estado sólido e estado líquido.
 - e) apenas com esses dados nada podemos afirmar.
5. Dos fenômenos citados a seguir, qual a alternativa que retrata apenas fenômenos químicos?
- a) reflexão da luz, formação de gelo e a combustão da gasolina.
 - b) revelação de uma fotografia, processo digestivo e a fotossíntese.
 - c) revelação de uma fotografia, quebra de um sólido e a explosão da dinamite.
 - d) movimentos peristálticos, processo digestivo e a formação do gelo.
 - e) n.d.a.
6. O som e a luz estão sempre a nossa volta, porém, não são considerados matéria, porque:
- a) o som e a luz são considerados apenas corpos.
 - b) o som é considerado substância e a luz corpo.
 - c) são considerados fenômenos.
 - d) o som e a luz são energia e a energia não é formada por átomos como a matéria.
7. As forças de interação entre as partículas é muito intensa. Essa afirmação refere-se ao(aos) estado(s) físico(s):
- a) sólido e gasoso.
 - b) líquido e sólido.
 - c) sólido.
 - d) gasoso.
 - e) n.d.a.
8. Massa e peso são conceitos relacionados, respectivamente com:
- a) intensidade da força da gravidade e dinamômetros.
 - b) porção de matéria que constitui um corpo e quilograma.
 - c) quantidade de força aplicada a um corpo e inércia.
 - d) porção de matéria que constitui um corpo e intensidade da força gravitacional.
 - e) dinamômetros e balanças.

9. São consideradas propriedades gerais da matéria:
- a) inércia, massa e extensão.
 - b) massa, peso e extensão.
 - c) distâncias intermoleculares, massa e volume.
 - d) inércia, impenetrabilidade e conteúdo.
 - e) n.d.a.
10. Sob a ação do calor, o gelo passa para o estado líquido. À temperatura ambiente, a naftalina transforma-se em gás. Esses fenômenos são conhecidos, respectivamente, por:
- a) fusão e sublimação.
 - b) sublimação e fusão.
 - c) liquificação e evaporação.
 - d) calefação e vaporização.
 - e) ebulição e combustão.
11. De acordo com a velocidade de ocorrência, a vaporização também pode ser chamada de:
- a) evaporação e ebulição.
 - b) sublimação e solidificação.
 - c) condensação e liquificação.
 - d) solidificação e fusão.
 - e) n.d.a.
12. Cor, sabor, brilho e odor pertencem ao grupo das seguintes propriedades:
- a) específicas físicas.
 - b) gerais.
 - c) específicas químicas.
 - d) funcionais.
 - e) específicas organolépticas.
13. As substâncias inorgânicas conhecidas estão classificadas em quatro funções químicas principais, a saber:
- a) polímeros, ácidos, bases e sais.
 - b) ácidos, bases, ésteres e álcoois.
 - c) ácidos, hidróxidos, água e bases.
 - d) ácidos, bases, óxidos e aminas.
 - e) ácidos, hidróxidos, óxidos e sais.
14. (UFPI) Estando à pressão atmosférica ao nível do mar, podemos afirmar que as temperaturas de fusão (F) e de ebulição (E) da água são:
- a) $F = 0^{\circ}\text{C}$; $E = 100^{\circ}\text{C}$
 - b) $F > 0^{\circ}\text{C}$; $E > 100^{\circ}\text{C}$
 - c) $F > 0^{\circ}\text{C}$; $E < 100^{\circ}\text{C}$
 - d) $F < 0^{\circ}\text{C}$; $E > 100^{\circ}\text{C}$
 - e) $F < 0^{\circ}\text{C}$; $E < 100^{\circ}\text{C}$

15. (UFPE) Examine os dados do quadro a seguir.

Substância	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
I	219,0	-188,2
II	-101,0	-34,7
III	-7,2	58
IV	113,7	183
V	-40	25
VI	-38,4	357

Considerando os dados apresentados e que as substâncias podem apresentar diferentes estados físicos, dependendo dos pontos de fusão e ebulição, conclui-se que, à temperatura ambiente (25°C), a substância:

01. I é gasosa. 04. III é sólida. 16. V é volátil.
02. II é líquida. 08. IV é sólida. 32. VI é líquida.

16. (UFRS) Entre as transformações citadas a seguir, aquela que NÃO representa um fenômeno químico é:

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

17. (Ufac) Não ocorre reação química:

- a) na combustão do álcool. d) no apodrecimento de uma fruta.
b) na oxidação do ferro. e) na digestão dos alimentos.
c) na evaporação da água.

18. (UFPI) Classificar os seguintes fenômenos:

- a) aquecimento de um fio de platina.
b) aquecimento de uma fita de magnésio.
c) sublimação do iodo.
d) decomposição do nitrato de potássio.
e) fusão do enxofre na ausência de ar.
f) combustão do enxofre.

19. (UFMA) O chumbo, estando a 360°C, apresenta forma variável e volume definido. Podemos dizer que ele está no estado:

- a) líquido. d) entre o estado sólido e o líquido.
b) gasoso. e) entre o estado líquido e o gasoso.
c) sólido.

20. (UFGO) São características das reações químicas:

01. formarem novo(s) material(is) ou substância(s).

- 02. serem reconhecidas pelas diferenças entre propriedades físicas dos reagentes e produtos.
 - 04. ocorrerem com conservação de massa e segundo proporções fixas entre reagentes e produtos.
 - 08. serem representadas por equações químicas.
 - 16. ocorrerem com rearranjos de átomos.
 - 32. ocorrerem absorvendo ou liberando energia.
- 21.** (UFPR) Considerando-se que uma substância X tem ponto de fusão igual a 0°C e ponto de ebulição 98°C , é possível prever que tal substância seja:
- a) sólida em -30°C .
 - b) sólida de -30°C a 98°C .
 - c) líquida de -30°C a 0°C .
 - d) líquida de -30°C a 98°C .
 - e) líquida de 0°C a 198°C .
- 22.** (Enem-MEC) Quando definem moléculas, os livros geralmente apresentam conceitos como: “a menor parte da substância capaz de guardar suas propriedades”. A partir de definições desse tipo, a idéia transmitida ao estudante é a de que o constituinte isolado (moléculas) contém os atributos do todo. É como dizer que uma molécula de água possui densidade, pressão de vapor, tensão superficial, ponto de fusão, ponto de ebulição etc. Tais propriedades pertencem ao conjunto, isto é, manifestam-se nas relações que as moléculas matêm entre si.

Adaptado de OLIVEIRA, E. J. O Mito da Substância.

Química Nova na Escola, nº 1, 1995.

O texto evidencia a chamada visão substancialista que ainda se encontra presente no ensino da Química. Abaixo estão relacionadas algumas afirmativas pertinentes ao assunto.

- I. O ouro é dourado, pois seus átomos são dourados.
- II. Uma substância “macia” não pode ser feita de moléculas “rígidas”.
- III. Uma substância pura possui pontos de ebulição e fusão constantes, em virtude das interações entre suas moléculas.
- IV. A expansão dos objetos com a temperatura ocorre porque os átomos se expandem.

Dessas afirmativas, estão apoiadas na visão substancialista criticada pelo autor apenas

- a) I e II.
- b) III e IV.
- c) I, II e III.
- d) I, II e IV.
- e) II, III e IV.

Capítulo

O Estudo do Átomo

Introdução

Toda a química baseia-se no comportamento do átomo. Novas experiências são realizadas freqüentemente com o objetivo de entender melhor a estrutura interna da matéria.

Conhecendo o átomo e suas propriedades, podemos compreender mais detalhadamente os mecanismos das reações químicas, prever resultados e, dessa forma, fabricar milhares de produtos para vários usos.

A palavra átomo já era usada na Grécia há cerca de dois mil anos. Demócrito já acreditava que os materiais fossem formados por partículas minúsculas.

Conhecendo a história

ÁTOMOS

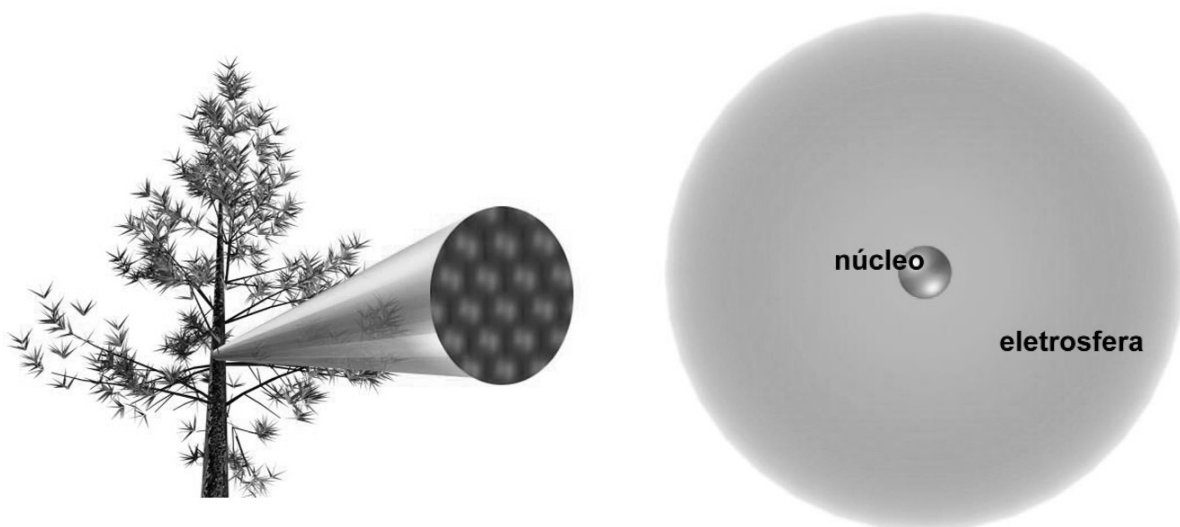
Leucipo (século V a.C.), um filósofo grego, foi o primeiro a afirmar que todos os acontecimentos têm uma causa natural. Isso afasta toda a intervenção do sobrenatural e representa a visão científica que mantemos até hoje. Demócrito (460–370 a.C.), discípulo de Leucipo, adotou e ampliou as noções sugeridas por seu mestre em aproximadamente 440 a.C.. De acordo com ele, toda matéria era composta de partículas tão mi-

núsculas, que nada menor do que elas poderia ser imaginado. Portanto, seriam invisíveis, e ele denominou-as átomos, derivado de uma palavra grega que significa indivisível. Naturalmente, nem Leucipo nem Demócrito possuíam uma prova de seu ponto de vista. Eram apenas especulações e a maioria dos filósofos da época rejeitou-as veementemente. Foi preciso que se esperasse cerca de dois mil anos para que essas idéias pudessem ser comprovadas pelo ser humano e mais uns duzentos anos para que fossem completamente refutadas.

No entanto, o primeiro modelo científico do átomo surgiu em 1803, com o químico John Dalton.

Hoje, o átomo é considerado como um conjunto formado por prótons, nêutrons e elétrons. Podemos dizer que o átomo é uma estrutura formada por duas regiões: o núcleo (uma parte central compacta e pesada) e a coroa ou eletrosfera. No núcleo encontramos os prótons e nêutrons e, na eletrosfera, os elétrons.

São conhecidos cerca de 118 elementos químicos cujos átomos formam toda e qualquer espécie de matéria.



Modelo esquemático de átomo.

Dimensões do átomo

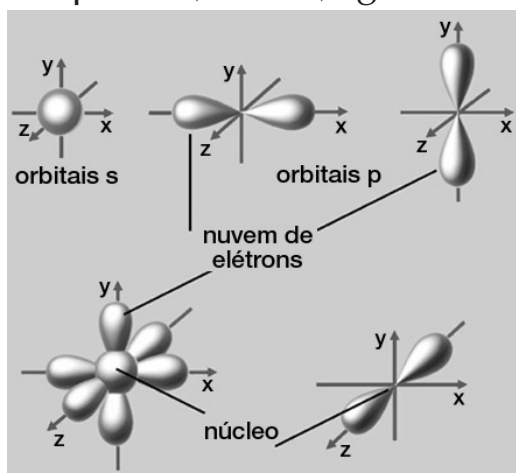
O cientista inglês Ernest Rutherford (1871-1937) sugeriu que um átomo apresentaria um diâmetro cuja ordem de grandeza seria de 10^{-8} cm. A eletrosfera é cerca de 10 a 100 mil vezes maior que o núcleo. Para imaginarmos melhor o que esse tamanho significa, veja essa comparação: se o homem fosse do tamanho de um átomo, toda a população do mundo caberia na cabeça de um alfinete e ainda sobraria espaço.

Componentes da estrutura atômica

Os átomos são constituídos por prótons, nêutrons e elétrons.

Prótons: partículas dotadas de carga elétrica positiva. Por convenção, a massa do próton é considerada igual a 1.

Nêutrons: partículas desprovidas de carga elétrica. A massa do nêutron pode ser considerada como sendo praticamente igual a do próton, isto é, igual a 1.



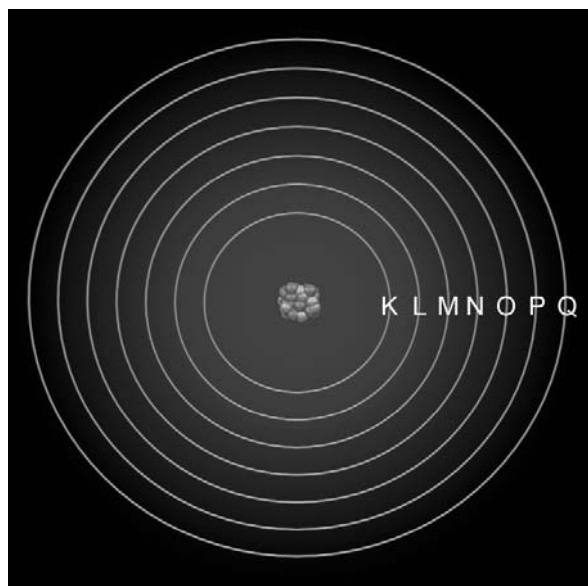
Elétrons: partículas que se movimentam rápida e continuamente ao redor do núcleo do átomo (prótons e nêutrons) e são dotadas de carga elétrica negativa. Esse movimento dos elétrons faz com que os mesmos ocupem regiões na eletrosfera, denominadas orbitais, que podem ser imaginados como nuvens de diferentes formas e volumes. Veja ao lado alguns orbitais e suas formas.

Alguns orbitais e suas formas.

Experiências comprovam que a massa de um elétron é cerca de 1840 vezes menor que a massa de um próton.

	partículas	cargas elétricas	massa relativa
núcleo	prótons	positiva	1
	nêutrons	sem carga	1
eletrosfera	elétrons	negativa	1/1840

Eletrosfera e distribuição eletrônica



A eletrosfera, região em torno do núcleo, é composta por várias camadas ou níveis eletrônicos nas quais os elétrons giram.

O número de camadas de um elemento pode variar desde um até sete. Elas são designadas pelas letras K, L, M, N, O, P e Q, a partir do núcleo.

O número máximo de elétrons que cada camada comporta segue a seguinte regra:

CAMADA	K	L	M	N	O	P	Q
Número de elétrons	2	8	18	32	32	18	2

Qualquer camada poderá ser a última ou a mais externa, dependendo do número de elétrons que o átomo possua. A última camada, seja ela qual for, pode conter de um até no máximo oito elétrons, com exceção das camadas K e Q, que nunca podem conter mais que dois elétrons.

Exemplos:

a) $Z = 35$

K	L	M	N
2	8	18	7

b) $Z = 56$

K	L	M	N	O	P
2	8	18	28	10	2
			18	8	

No exemplo c, vemos que na camada M cabem até 18 elétrons mas, sendo a última camada, não pode conter mais que 8 elétrons. Passamos, então, 2 elétrons para a camada seguinte.

c) $Z = 20$

K	L	M	N
2	8	18 8	2

Número atômico (Z)

É o número de prótons contido no núcleo. Serve para indicar a qual elemento químico o átomo pertence, isto é, a partir dele é possível conhecer o tipo de elemento químico com o qual estamos lidando.

$$Z = p$$

Exemplo: o número atômico 6 caracteriza o elemento carbono. Todo átomo com 6 prótons em seu núcleo pertence ao elemento carbono.

Número de massa (A)

É a soma do número de prótons com o número de nêutrons. O número de massa indica a massa total do átomo. Os elétrons não são relevantes para o cálculo, pois apresentam massa desprezível.

$$A = p+n \quad \text{ou} \quad A = Z+n$$

Elemento químico

Chamamos elemento químico ao conjunto de átomos com o mesmo número atômico. Segundo os pesquisadores Davis e Seaborg, elementos são as “substâncias que passam pelas manipulações químicas sem sofrerem decomposição em estruturas mais simples”.

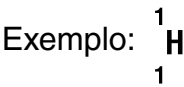
Para representarmos os elementos, atribuímos um símbolo a cada um deles. Dessa forma, o elemento é representado por sua letra inicial grafada em maiúscula. Exemplo: *hidrogênio* = H.

Quando um outro elemento apresenta a mesma letra inicial, usamos uma segunda letra de seu nome para identificá-lo. Essa segunda letra, quando houver, estará sempre grafada em minúscula. Exemplo: *hélio* = He.

Todos os elementos receberam símbolos baseados em seus nomes e, em alguns casos, baseados no nome latino do elemento. Exemplo: *sódio*, em latim tem o nome de *natrium*, daí o símbolo Na.

Em outros casos, o nome pode ser uma homenagem a algum cientista. Exemplo: Es, einstênio, Einsten.

Notações: o número atômico (Z) e o número de massa (A) podem ser indicados por:



A tabela a seguir mostra os nomes, símbolos e números atômicos dos elementos.

Elementos	Símbolos	Número atômico
Actínio	Ac	89
Alumínio	Al	13
Amerício	Am	95
Antimônio	Sb	51
Argônio	Ar	18
Arsênio	As	33
Astato	At	85
Bário	Ba	56
Berílio	Be	4
Berkélio	Bk	97
Bismuto	Bi	83
Boro	B	5
Bromo	Br	35
Cádmio	Cd	48
Cálcio	Ca	20
Califórnio	Cf	96
Carbono	C	6
Cério	Ce	58
Césio	Cs	55
Chumbo	Pb	82
Cloro	Cl	17
Cobalto	Co	27
Cobre	Cu	29
Criptônio	Kr	11
Crômio	Cr	24
Cúrio	Cm	96

Disprósio	Dy	66
Einstênio	Es	99
Enxofre	S	16
Érbio	Er	68
Escândio	Sc	21
Estrôncio	Sr	38
Estanho	Sn	50
Európio	Eu	63
Férmio	Fm	100
Ferro	Fe	26
Flúor	F	9
Fósforo	P	15
Frâncio	Fr	87
Gadolínio	Gd	64
Gálio	Ga	31
Germânio	Ge	32
Háfnio	Hf	72
Hélio	He	2
Hidrogênio	H	1
Hólmio	Ho	67
Índio	In	49
Iodo	I	53
Irídio	Ir	77
Itérbio	Yb	70
Ítrio	Y	39

Lantânio	La	57
Lawrêncio	Lr	103
Lítio	Li	3
Lutécio	Lu	71
Magnésio	Mg	72
Manganês	Mn	25
Mendelévio	Md	101
Mercúrio	Hg	80
Molibdênio	Mo	42
Neodímio	Nd	60
Neônio	Ne	10
Neptúnio	Np	93
Nióbio	Nb	41
Níquel	Ni	28
Nitrogênio	N	7
Nobélio	No	102
Ósmio	Os	76
Ouro	Au	79
Oxigênio	O	8
Paládio	Pd	46
Platina	Pt	78
Plutônio	Pu	94
Polônio	Po	84
Potássio	K	19
Praseodímio	Pr	59
Prata	Ag	47
Promécio	Pm	61
Protactínio	Pa	91

Rádio	Ra	88
Radônio	Rn	80
Rênio	Re	75
Ródio	Rh	45
Rubídio	Rb	37
Rutênio	Ru	44
Samário	Sm	62
Selênio	Se	34
Silício	Si	14
Sódio	Na	11
Tálio	Tl	81
Tantálio	Ta	73
Telúrio	Te	52
Térbio	Tb	65
Titânio	Ti	22
Tório	Th	90
Túlio	Tm	69
Tungstênio	W	74
Urânio	U	92
Vanádio	V	23
Xenônio	Xe	54
Zinco	Zn	30
Zircônio	Zr	40

Saiba mais

O QUE O ELEMENTO FERRO FAZ PELO NOSSO CONFORTO?

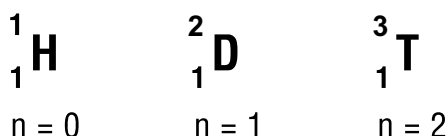
Sabemos que sem o ferro ficamos anêmicos mas, manter as células vermelhas do sangue funcionando eficientemente é apenas uma das funções que o ferro desempenha em nosso organismo. Sem ferro, os glóbulos vermelhos do sangue não

podem extrair o oxigênio do ar quando ele passa por nossos pulmões, e esse não poderia ser distribuído pelo nosso corpo para gerar a energia que nos mantêm vivos. O ferro também participa da formação do DNA pois o oxigênio que ele transporta via hemácias é utilizado na síntese de uma série de enzimas da síntese desse importante ácido que promove a transmissão dos caracteres. Para o perfeito funcionamento do cérebro é necessário ferro, e existem regiões do cérebro que são ricas desse elemento – o que pode explicar por que a deficiência de ferro nas crianças e bebês tem sido associada a um lento desenvolvimento mental. O ferro é essencial para quase todos os organismos vivos, dos microrganismos aos humanos. Devemos ter uma ingestão regular de ferro porque perdemos um pouco desse metal todo dia através das paredes de nosso estômago e intestino. Mesmo assim, é raro pessoas normais estarem deficientes de ferro, mesmo nas vezes em que ocorre perda de uma grande quantidade de sangue. Algumas pessoas ingerem grandes quantidades de ferro na forma de suplementos mas a melhor forma de ingeri-lo é na alimentação balanceada e correta. Um homem padrão de 70 kg, precisa de uma ingestão de 10 mg de ferro ao dia, e a mulher padrão de 18 mg, mas a quantidade existente nos alimentos é geralmente suficiente para fornecer tudo o que é necessário. As mulheres necessitam de uma quantidade maior de ferro no período da gravidez, e então elas devem comer alimentos ricos em ferro, como fígado, carne seca, cereais matinais enriquecidos com ferro, feijão, amendoim, passas, ovos e verduras de folhas escuras. Se nenhum desses alimentos parecem apetitosos, você poderia comer uma dieta mais sofisticada como caviar, caça e vinho tinto, todos contendo muito ferro.

Isotopia

Um mesmo elemento químico pode apresentar átomos com números de massa diferentes, ou seja, esses átomos possuem o mesmo número atômico e diferentes números de nêutrons. Por exemplo, o elemento químico hidrogênio tem sempre $Z=1$ e, portanto, terá sempre 1 próton apenas. No entanto, os átomos de hidrogênio podem apresentar $A=3$, $A=2$ ou $A=1$, ou seja, podem apresentar 2, 1 ou 0 nêutrons, respectivamente. Assim, o hidrogênio apresenta isotopia, com três isótopos. Os isótopos do hidrogênio receberam nomes especiais:

- prótio- $A = 1:1$ próton e nenhum nêutron.
- deutério- $A = 2:1$ próton e 1 nêutron.
- trítio- $A = 3:1$ próton e 2 nêutrons.



Outros elementos químicos também apresentam isótopos; no entanto, não receberam nomes especiais como os isótopos do hidrogênio. Para fazer referência a eles, utilizamos apenas o número de massa.

Exemplos: carbono-12 é o isótopo do carbono que possui 6 prótons e 6 nêutrons. Carbono-14 é o isótopo do carbono que possui 6 prótons e 8 nêutrons.

Isobaria

Átomos de elementos químicos diferentes apresentam o mesmo número de massa e números atômicos diferentes. Exemplo: ${}^6_6\text{C}^{14}$ e ${}^7_7\text{N}^{14}$, ambos possuem massa atômica 14.



Isotonia

Átomos de elementos químicos diferentes apresentam o mesmo número de nêutrons e números atômicos diferentes. Exemplo: ${}_6\text{C}^{14}$ e ${}_8\text{O}^{16}$ têm ambos 8 nêutrons.



$$n = 8$$



$$n = 8$$

Substâncias

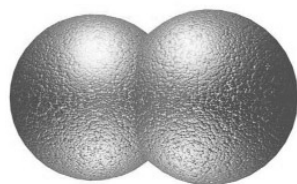
Algumas substâncias são formadas por átomos individuais, mas a maioria é formada por grupos de átomos. A forma como ocorre essa união de átomos será tratada no capítulo de ligações químicas, porém um tipo especial de ligação chamada covalente dá origem às moléculas.

Molécula: união ou grupo de átomos formados por ligações covalentes.

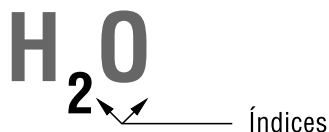
A molécula é a menor partícula de uma substância molecular que conserva suas propriedades características.

Quando uma molécula é constituída por um só tipo de átomo, temos uma substância simples.

Exemplo: a substância hidrogênio, H_2 , é considerada substância simples, pois em condições ambiente é um gás constituído somente por átomos do elemento hidrogênio.



Veja a figura seguinte:



*Os índices representam o número de átomos que participam da formação da molécula. No exemplo, há **dois** átomos de hidrogênio e **um** átomo de oxigênio.*

Atomicidade:

É o número de átomos que constitui uma molécula. Elas podem ser:

Monoatômicas. Exemplos: gases nobres (He, Ne, Ar, Xe, Kr e Rn).

Biatômicas. Exemplos: H_2 , Cl_2 , CO .

Triatômicas. Exemplos: O_3 , H_2O , CO_2 .

Tetratômicas. Exemplos: P_4 , NH_3 , BCl_3 .

Octatômicas. Exemplo: S_8 .

Macromoléculas: são moléculas formadas por dezenas ou até centenas de átomos que aparecem em cadeia formando uma grande parte dos compostos orgânicos. É o caso dos plásticos, borracha sintética, tecidos tipo “nylon” etc.

Saiba mais

NÁILON

O Náilon foi a primeira fibra completamente sintética desenvolvida em meados de 1930 nos laboratórios da DuPont. É ainda hoje um produto industrial muito importante. Ele é formado por uma poliamida, polímero que lembra um poliéster mas que resulta de uma reação entre grupos $-\text{NH}_2$ e carboxilas, presentes em aminoácidos que formam as proteínas. Essa diferença tem conseqüências muito importantes. Por exemplo, o hidrogênio proveniente do grupo amino, $-\text{NH}_2$, que sobrevive à formação da ligação amida, no caso de $-\text{OH}$ fornecer o único hidrogênio a ser removido, produz pontes de hidrogênio. Essas pontes dão resistência mecânica ao material. E, por esse motivo, o náilon-6,6 é um material forte, tenaz e resistente à abrasão. É menos resistente à água do que um polímero de hidrocarboneto puro, como o polietileno, porque as moléculas de água podem penetrá-lo ligando-se aos grupos amida por ligações de hidrogênio. Embora o náilon-6,6 seja um isolante eficiente para fios que conduzem corrente elétrica de baixa frequência, suas propriedades elétricas não são tão boas quanto as de polietileno em equipamentos de som. Campos elétricos de

alta frequência fazem seus átomos oscilar; daí as moléculas do polímero começam a vibrar. Isso absorve energia e o sinal elétrico é atenuado mais rapidamente do que se fosse usado o polietileno. A presença dos átomos de oxigênio e de nitrogênio, que atraem elétrons, capacita um tecido de náilon a adquirir carga elétrica quando é atritado com uma superfície. Essa é a origem dos fracos choques elétricos que podemos sentir às vezes andando sobre um carpete de náilon em uma atmosfera muito seca. Em tempo, o náilon recebeu esse nome em homenagem às cidades de Nova Iorque e Londres.



Vista de uma seção de um fio de náilon-6,6 (ampliado 240 vezes), usado para tecer carpetes.

Andar sobre um carpete é como andar sobre uma proteína sintética.

EXERCÍCIOS

1. (UFMS) Os prótons são partículas que possuem massa relativa igual a:
 - a) $1/1840$.
 - b) -1 .
 - c) 1840 vezes menor que a massa do nêutron.
 - d) massa desprezível.
 - e) 1
2. O átomo apresenta duas regiões distintas. Qual delas apresenta maior “peso”?
 - a) eletrosfera.
 - b) núcleo.
 - c) prótons.
 - d) nêutrons.
 - e) elétrons.
3. Carga elétrica negativa e carga elétrica positiva são características pertencentes, respectivamente aos:
 - a) prótons e nêutrons.
 - b) prótons e elétrons.
 - c) nêutrons e elétrons.
 - d) elétrons e prótons.
 - e) elétrons e nêutrons.
4. A primeira visão científica do átomo surgiu com:
 - a) Demócrito.
 - b) Dalton.
 - c) Thomson.
 - d) Rutherford.
 - e) Bohr.
5. A distribuição eletrônica correta do elemento carbono (6 elétrons) está representada na alternativa:
 - a) K-2, L-4
 - b) K-1, L-5
 - c) K-3, L-3
 - d) K-4, L-2
 - e) K-5, L-1
6. O número máximo de elétrons permitidos na camada N é 32. No entanto, se em determinada distribuição essa camada for a última, ela poderá conter apenas:
 - a) 4 elétrons.
 - b) de 1 a 8 elétrons.
 - c) de 2 a 8 elétrons.
 - d) 2 elétrons.
 - e) dependerá do número de elétrons que o átomo possua.
7. A distribuição eletrônica correta do elemento lítio (3 elétrons) está na alternativa:
 - a) K-2, L-1
 - b) K-1, L-2
 - c) K-3
 - d) K-0, L-3
 - e) K-1, L-1, M-1

8. Um elemento apresenta $Z=11$; isso significa que:
- a) o elemento apresenta 11 elétrons.
 - b) o número atômico desse elemento é 11, ou seja, apresenta 11 prótons.
 - c) o número atômico desse elemento é 11, ou seja, apresenta 11 nêutrons.
 - d) o elemento apresenta número de massa igual a 11.
 - e) o elemento em questão, apresenta peso superior a 11.
9. Um átomo isolado com $Z=10$ e $A=22$ apresenta:
- a) 10 prótons, 10 elétrons e 22 nêutrons.
 - b) 10 prótons, 22 elétrons e 10 nêutrons.
 - c) 22 prótons, 22 elétrons e 10 nêutrons.
 - d) 10 prótons, 10 elétrons e 12 nêutrons.
 - e) 12 prótons, 12 elétrons e 12 nêutrons.
10. O átomo de hidrogênio com $Z=1$ e $A=1$ é o único que não possui nêutrons. Esse átomo apresenta:
- a) 1 próton e 1 elétron.
 - b) 1 próton e 2 elétrons.
 - c) 2 prótons e 2 elétrons.
 - d) 2 prótons e 1 elétron.
 - e) 1 próton e 3 elétrons.
11. Um átomo com 15 prótons e 17 nêutrons possui:
- a) $Z=15$ e $A=17$
 - b) $Z=17$ e $A=15$
 - c) $Z=15$ e $A=32$
 - d) $Z=32$ e $A=32$
 - e) $Z=32$ e $A=32$
12. Um átomo X isolado apresenta 12 elétrons e 12 nêutrons. Esse átomo deve ser representado por:
- a) ${}^{24}\text{X}_{12}$
 - b) X_{24}^{12}
 - c) X^{24-12}
 - d) ${}^{24}_{12}\text{X}$
 - e) ${}_{12}\text{X}_{24}$
13. Os símbolos Na, Ag, Cu, Pb e S representam, respectivamente, os seguintes elementos químicos:
- a) prata, chumbo, cobre, enxofre e sódio.
 - b) prata, cobre, mercúrio, polônio e silício.
 - c) níquel, alumínio, cloro, paládio e selênio.
 - d) sódio, prata, cobre, chumbo e enxofre.
 - e) níquel, argônio, cúrio, potássio e sódio.
14. (Mackenzie-SP) Indique a alternativa que completa corretamente as lacunas do seguinte parágrafo:

“Um elemento químico é representado pelo seu _____, é identificado pelo número de _____ e pode apresentar número diferente de _____.”

- a) nome, prótons, nêutrons. c) símbolo, elétrons, nêutrons.
b) nome, elétrons, nêutrons. d) símbolo, prótons, nêutrons.
e) símbolo, nêutrons, elétrons.

15. Dado os átomos $^{15}_8\text{O}$ e $^{16}_8\text{O}$, podemos afirmar que são:

- a) iguais. c) isótopos. e) n.d.a.
b) isótonos. d) isóbaros.

16. O elemento ferro apresenta $Z=26$ e $A=56$ e o elemento manganês apresenta $Z=25$ e $A=56$. Os átomos desses elementos são considerados:

- a) isóbaros. c) isótopos. e) isomorfos.
b) isômeros. d) isoeletrônicos.

17. O elemento químico flúor apresenta $Z=9$ e $A=19$ e o elemento neônio apresenta $Z=10$ e $A=20$. Os átomos de tais elementos oferecem um exemplo do fenômeno conhecido por isotonia. Essa afirmação é verdadeira, pois ambos apresentam:

- a) o mesmo número de massa e números atômicos diferentes.
b) o mesmo número de prótons e números atômicos diferentes.
c) o mesmo número de nêutrons e números atômicos diferentes.
d) as mesmas propriedades e números atômicos diferentes.
e) números atômicos diferentes.

18. Podemos definir molécula como sendo:

- a) a menor parte da matéria que ainda mantém suas características originais.
b) a partícula formada por elétrons, ânions e prótons.
c) a menor partícula que constitui todos os corpos da natureza.
d) um grupo de átomos ligados por pontes de hidrogênio.
e) um grupo de átomos unidos por ligações covalentes.

19. A menor partícula de uma substância que conserva suas propriedades originais. Essa definição refere-se:

- a) ao átomo. d) à molécula.
b) à substância simples. e) ao elemento.
c) à substância composta.

- 20.** Na substância $2\text{H}_2\text{CO}_3$ estão representadas:
- 2 moléculas e 6 átomos.
 - 4 moléculas e 4 átomos.
 - 5 moléculas e 2 átomos.
 - 1 molécula e 7 átomos.
 - 1 molécula simples e 6 átomos.
- 21.** Em relação à atomicidade, podemos afirmar que as substâncias O_2 , S_8 e Xe são, respectivamente:
- substâncias simples.
 - biatômica, octoatômica e monoatômica.
 - biatômica, octoatômica e gás nobre.
 - monoatômica, octoatômica e gás nobre.
 - biatômica, tetratômica e monoatômica.
- 22.** O modelo atômico mais aceito atualmente enuncia que a estrutura atômica é organizada da seguinte forma:
- prótons no núcleo e elétrons na coroa.
 - prótons na eletrosfera e nêutrons no núcleo.
 - prótons e nêutrons na eletrosfera e elétrons na eletrosfera.
 - elétrons no núcleo e prótons girando em torno.
 - prótons e nêutrons no núcleo e elétrons na eletrosfera.
- 23.** O átomo é considerado uma partícula indivisível e maciça. Essa afirmação foi enunciada pelo(s) químico(s):
- Dalton.
 - Rutherford.
 - Thomson.
 - Dalton e Kelvin.
 - Dalton e Thomson.
- 24.** Relacione, preenchendo um ou dois parênteses:
- | | | |
|--------------|--------------|--------------|
| a = isótopos | b = isótonos | c = isóbaros |
|--------------|--------------|--------------|
- () () diferentes números atômicos.
() () mesmo elemento químico.
() () mesmo número de massa.
() () número de massa diferente.
() () mesmo número atômico.
() () diferente A.
() () mesmo Z.
() () mesmo A.
() () mesmo número de nêutrons.
() () diferente Z.
() () diferente número de nêutrons.

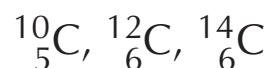
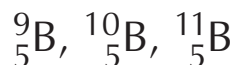
- 25.** (UFAM) Um elétron apresenta massa:
- a) nula.
 - b) desprezível em relação ao próton.
 - c) não-desprezível em relação ao nêutron.
 - d) maior que a do próton.
 - e) maior que a do nêutron.
- 26.** (UFAM) O nêutron apresenta massa e carga relativas respectivamente iguais a:
- a) 1, zero
 - b) zero, 1
 - c) 1, +1
 - d) 1, -1
 - e) 1/1836, -1
- 27.** (UFGO) O próton apresenta massa e carga relativas respectivamente iguais a:
- a) zero, -1
 - b) zero, +1
 - c) 1, +1
 - d) 1/1836, -1
 - e) zero, 1/1836
- 28.** (UFMS) Um determinado átomo, em seu estado fundamental, apresenta número atômico igual a 13 e número de massa igual a 27. Sobre ele é CORRETO afirmar que:
- 01. apresenta vinte e sete elétrons.
 - 02. apresenta treze prótons.
 - 04. se trata do alumínio.
 - 08. apresenta vinte e seis nêutrons.
 - 16. se trata de um não-metal.
 - 32. apresenta um total de três elétrons na última camada.
- 29.** (UFPR) O Jornal “Folha de S. Paulo” publicou, em 19/06/94, uma matéria sobre empresas norte-americanas que estavam falsificando suco de laranja. O produto, vendido como puro, estava sendo diluído com água. A fraude foi descoberta por meio de medidas de teores de isótopos de oxigênio (^{16}O e ^{18}O). O isótopo mais pesado fica um pouco mais concentrado na água presente nas plantas em crescimento, do que nas águas oriundas de fontes não-biológicas. É correto afirmar que:
- 01. Os números atômicos destes isótopos são iguais.
 - 02. O número de massa de ^{16}O é 16 e indica a soma do número de prótons e de elétrons existentes no átomo.

04. Os números de nêutrons nos isótopos citados são 16 e 18, respectivamente.

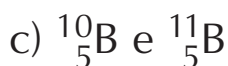
08. A distribuição eletrônica de ^{16}O é igual à do ^{18}O .

16. O suco puro deve conter uma maior quantidade de ^{18}O .

30. (Unifor-CE) Dentre as espécies químicas:



as que apresentam átomos cujos núcleos possuem 6 nêutrons são:



31. (UFSM-RS) Analise a Tabela:

Espécie genérica	Número de nêutrons	Número de prótons	Número de elétrons
X	20	17	17
Y	17	17	18
Z	78	79	78
W	18	18	18

Assinale a alternativa que apresenta somente espécie(s) neutra(s).

a) apenas X

c) apenas Z

e) Apenas X e W

b) apenas Y

d) apenas W

Tabela Periódica

Os elementos químicos podem ser organizados de acordo com suas diversas propriedades químicas e físicas. A forma mais rica e completa de reunir informações sobre os elementos químicos é conhecida como *tabela periódica*.

Um amplo conhecimento da estrutura da tabela periódica permite prever as propriedades de qualquer elemento. Mesmo sem conhecer seu nome, apenas pela sua localização ou número atômico, podemos obter informações sobre as propriedades físicas e químicas do material e os tipos de ligações químicas permitidas, entre outras informações. A variação dos valores das propriedades físicas repetem-se *de período em período*. Por isso, a tabela dos elementos químicos é conhecida como tabela periódica.

Resumo histórico

Vários estudiosos tentaram reunir os elementos químicos de forma organizada: Döbereiner (1829), Chancourtois (1863), Newlands (1864). Porém, apenas o trabalho de Dimitri Ivannovitch Mendeleev (1869) alcançou real destaque.

Mendeleev apresentou uma classificação que é a base da classificação moderna, propondo a seguinte lei periódica: “As propriedades físicas e químicas dos elementos são funções periódicas de suas massas atômicas”.

Assim, os elementos foram distribuídos em 8 colunas verticais e em 12 colunas horizontais em ordem crescente de suas massas

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

Períodos
Grupos ou famílias
IUPAC atual

	1	2	3	4	5	6	7	8	9
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B		VIII B
1	1 H Hidrogênio 1,01								
2	3 Li Lítio 6,94	4 Be Berílio 9,01							
3	11 Na Sódio 23,0	12 Mg Magnésio 24,3							
4	19 K Potássio 39,1	20 Ca Cálcio 40,1	21 Sc Escândio 45,0	22 Ti Titânio 47,9	23 V Vanádio 45,0	24 Cr Crômio 52,0	25 Mn Manganês 54,9	26 Fe Ferro 55,8	27 Co Cobalto 58,9
5	37 Rb Rubídio 85,5	38 Sr Estrônio 87,6	39 Y Ítrio 88,9	40 Zr Zircônio 91,2	41 Nb Nióbio 92,9	42 Mo Molibdênio 95,9	43 Tc Tecnécio (99)	44 Ru Rutênio 101	45 Rh Ródio 103
6	55 Cs Césio 133	56 Ba Bário 137	57 - 71 Série dos lantanídeos	72 Hf Háfio 178	73 Ta Tântalo 181	74 W Tungstênio 184	75 Re Rênio 186	76 Os Ósmio 190	77 Ir Iródio 192
7	87 Fr Frâncio (223)	88 Ra Rádio (226)	89 - 103 Série dos actinídeos	104 Db Dúbnio (261)	105 Jl Joliótio (222)	106 Ac Rutherfordório (263)	107 Bh Bóhrio (262)	108 Hn Hâhnio (265)	109 Mt Meitnério (266)

Série dos
lantanídeos

57 La Lantânio 139	58 Ce Cério 140	59 Pr Praseodímio 141	60 Nd Neodímio 144	61 Pm Promécio (147)	62 Sm Samário 150	63 Eu Európio 152
------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------

Série dos
actinídeos

89 Ac Actínio (227)	90 Th Tório 232	91 Pa Protactínio (231)	92 U Urânio 238	93 Np Neptúnio (237)	94 Pu Plutônio (242)	95 Am Amerício (243)
-------------------------------------	---------------------------------	---	---------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------

Número atômico (Z)

1 H Hidrogênio 1,01

Massa atômica
referida ao isótopo ¹²C
() = número de massa (A) do isótopo mais comum

Períodos
Grupos ou famílias
IUPAC atual

10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0	
									2 He Hélio 4,00
									5 B Boro 10,8
									6 C Carbono 12,0
									7 N Nitrogênio 14,0
									8 O Oxigênio 16,0
									9 F Flúor 19,0
									10 Ne Neônio 20,2
									13 Al Alumínio 27,0
									14 Si Silício 28,1
									15 P Fósforo 31,0
									16 S Enxofre 32,1
									17 Cl Cloro 35,5
									18 Ar Argônio 39,9
28 Ni Níquel 58,7	29 Cu Cobre 63,5	30 Zn Zinco 65,4	31 Ga Gálio 69,7	32 Ge Germânio 72,6	33 As Arsênio 74,9	34 Se Selênio 79,0	35 Br Bromo 79,9	36 Kr Criptônio 83,8	4
46 Pd Paládio 106	47 Ag Prata 108	48 Cd Cádmio 112	49 In Índio 115	50 Sn Estanho 119	51 Sb Antimônio 122	52 Te Telúrio 128	53 I Iodo 127	54 Xe Xenônio 131	5
78 Pt Platina 195	79 Au Ouro 197	80 Hg Mercúrio 201	81 Tl Tálio 204	82 Pb Chumbo 207	83 Bi Bismuto 209	84 Po Polônio (210)	85 At Astató (210)	86 Rn Radônio (222)	6
									7

64 Gd Gadolínio 157	65 Tb Térbio 159	66 Dy Disprósio 163	67 Ho Hólmio 165	68 Er Érbio 167	69 Tm Túlio 169	70 Yb Itérbio 173	71 Lu Lutécio 175
96 Cm Cúrio (247)	97 Bk Berquélio (247)	98 Cf Califórnio (251)	99 Es Einstêinio (254)	100 Fm Férmio (253)	101 Md Mendelêvio (256)	102 No Nobélio (253)	103 Lr Lawrêncio (257)

atômicas. Naquela ocasião, eram conhecidos apenas 63 elementos químicos, e Mendeleev deixou em sua tabela lacunas reservadas para os elementos a serem descobertos. Dessa forma, ele previu a existência e propriedades do “eka-alumínio”, conhecido atualmente como gálio, e do eka-silício, atual germânio. Mais tarde, o descobridor Winkler confirmou as propriedades e a existência de tais elementos e de suas propriedades.

Em 1913, Moseley descobriu o número atômico dos elementos químicos. Desde então ficou determinado que os elementos deveriam obedecer a uma ordem crescente de número atômico e não de massa atômica. Foi dessa forma que se chegou à tabela atual.

Conhecendo a história

A TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907), químico russo tentou organizar os elementos químicos, até então conhecidos, por ordem de seu peso atômico crescente. No entanto, não tentou fazer as coisas tão simplesmente e organizá-los em uma linha fixa de sete elementos por fila. Em vez disso, fazendo-se guiar pela valência de cada elemento, deixou que o comprimento de cada linha horizontal ou período aumentasse. O hidrogênio vinha sozinho, depois vinham duas linhas de sete elementos cada uma; a seguir, duas linhas de dezessete elementos cada. Preparara o que é conhecida hoje como tabela periódica dos elementos.

Publicou sua tabela no dia 6 de março de 1869, passando na frente de outros que tentavam a mesma empresa, principalmente o químico alemão Julius Lothar Meyer (1830-1895). Em 1871, Mendeleev deu novo passo à frente, o que o notabilizou ainda mais. Para manter a organização dos elementos

pelas valências e outras propriedades comuns aos elementos de cada coluna ou família, precisou deixar espaços vazios mas não encarou isso como uma imperfeição de seu esquema. Simplesmente anunciou que esses espaços vagos representavam os elementos que ainda não tinham sido descobertos. De acordo com seu raciocínio, seriam três “vagas” para os elementos que ainda seriam descobertos e que ficariam embaixo do boro, do alumínio e uma sob o silício. Em sânscrito, a palavra eka significa um e, para Mendeleev, os elementos que viriam nessas posições na tabela periódica seriam então o eka-boro, eka-alumínio e eka-silício, respectivamente. A seguir Mendeleev passou a prever as propriedades dos elementos que faltavam, de acordo com sua posição na tabela. Naturalmente, ninguém prestou muita atenção a isso na época; mais tarde, pode-se comprovar que Mendeleev e sua tabela periódica dos elementos estavam corretos.

Classificações dos elementos químicos

Famílias

As dezoito colunas verticais são chamadas grupos ou famílias. Uma família é composta por elementos que apresentam propriedades químicas semelhantes.

Os elementos de uma tabela podem ser classificados como:

- Elementos representativos (A)
- Elementos de transição (B)
- Elementos de transição interna (séries dos lantanídeos e actinídeos)
- Gases nobres (0-zero)

Representativos:

As famílias A (elementos representativos) estão subdivididas em:

Grupo	Nome da família
1 ou IA	metais alcalinos
2 ou IIA	metais alcalino-terrosos
13 ou IIIA	família do boro
14 ou IVA	família do carbono
15 ou VA	família do nitrogênio
16 ou VIA	família dos calcogênios
17 ou VIIA	família dos halogênios

A família IA é composta por elementos que possuem apenas 1 elétron na última camada; já a família IIIA possui 3 elétrons na última camada e assim, sucessivamente, até a família VIIA. Essa regra, no entanto, só pode ser aplicada às famílias dos elementos representativos.

Metais alcalinos: são metais leves, brilhantes como a prata, e apresentam ponto de fusão baixo. Reagem com água formando bases ou álcalis, daí sua denominação. Em condições ambiente, 20°C e 1 atm, todos são sólidos, com exceção do frâncio que, apesar de ter sido isolado em pequenas quantidades, supõe-se que seja líquido.

1 H Hidrogênio 1,01	3 Li Lítio 6,94	11 Na Sódio 23,0	19 K Potássio 39,1	37 Rb Rubídio 85,5	55 Cs Césio 133	87 Fr Frâncio (223)
-------------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	-------------------------------------

Apesar de constar da família IA na tabela periódica, o hidrogênio não é um metal. Ele foi colocado nessa posição pois possui um elétron na camada de valência, como os demais dessa família.

Metais alcalino-terrosos: são encontrados na composição de rochas como o calcário e o basalto. São bastante reativos, porém menos que os metais alcalinos.

4 Be Berílio 9,01	12 Mg Magnésio 24,3	20 Ca Cálcio 40,1	38 Sr Estrôncio 87,6	56 Ba Bário 137	88 Ra Rádio (226)
-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------

Famílias do boro e do carbono: encontramos nessas famílias metais, semi-metais e um ametal, o carbono. Na família IVA, em particular, encontra-se o elemento básico à vida, o próprio carbono. Há um ramo específico da química que estuda os compostos de carbono, a química orgânica.

Família do nitrogênio e calcogênios: são compostas por metais, semi-metais e ametais. O oxigênio é o elemento mais abundante na crosta pois faz parte da composição da parte sólida (SiO_2), líquida (H_2O) e gasosa (O_2) da Terra.

7 N Nitrogênio 14,0	15 P Fósforo 31,0	33 As Arsênio 74,9	51 Sb Antimônio 122	83 Bi Bismuto 209
8 O Oxigênio 16,0	16 S Enxofre 32,1	34 Se Selênio 79,0	52 Te Telúrio 128	84 Po Polônio (210)

Halogênios: são ametais. São corrosivos e venenosos. Podem ser usados como bactericidas. Flúor e cloro são gases.

O bromo é líquido e o iodo é sólido na temperatura ambiente.

9 F Flúor 19,0	17 Cl Cloro 35,5	35 Br Bromo 79,9	53 I Iodo 127	85 At Astató (210)
--------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	------------------------------------

Gases nobres: são chamados nobres ou inertes porque, em condições ambiente, não formam compostos com outros elementos, uma vez que já estão estabilizados com 2 (He) ou 8 elétrons na última camada eletrônica. Nem mesmo os átomos de um mesmo gás nobre se unem, como acontece com os demais gases, que só existem na forma de moléculas, como por exemplo: o gás oxigênio (O_2), o gás hidrogênio (H_2), entre outros. Os gases nobres também são considerados raros pois compreendem menos de 1% da atmosfera. São obtidos pelo fracionamento do ar líquido.

2 He Hélio 4,00	10 Ne Neônio 20,2	18 Ar Argônio 39,9	36 Kr Criptônio 83,8	54 Xe Xenônio 131	86 Rn Radônio (222)
---------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

O QUE SE PODE FAZER COM O INERTE ARGÔNIO?

O argônio é o mais abundante dos gases nobres na atmosfera terrestre. Ele é assim chamado pois seus átomos podem ser encontrados livres, sem ligações com átomos de outros elementos químicos incluindo os do próprio argônio. Isso faz do argônio um gás inerte, isto é, um gás que não reage. Esta propriedade é particularmente importante para a indústria metalúrgica do aço pois usa o argônio como um gás inerte para agitar o ferro fundido, enquanto o oxigênio é borbulhado através dele para ajustar o conteúdo de carbono. O argônio é também usado quando se deseja excluir o ar para prevenir a oxidação de metais como o alumínio fundido. Os cientistas de energia atômica protegem os elementos combustíveis com argônio durante o refinamento e reprocessamento. As ligas metálicas para ferramentas especiais requerem metais pulverizados ultrafinos e estes são produzidos direcionando um jato de argônio líquido, a 2190°C , em um jato do metal fundente. Os lasers de argônio são utilizados por cirurgiões para unir artérias e matar tumores. Seu raio intenso de luz azul é também usado por químicos para investigar estados moleculares que existem por apenas um trilionésimo de segundo. Alguns produtos são protegidos por argônio como um isolante térmico pois ele é um péssimo condutor de



calor. O argônio é também utilizado nas lâmpadas fluorescentes e incandescentes dissipando o calor do filamento incandescente, não reagindo com ele. Sinais luminosos de argônio brilham com luz azul. O argônio é também utilizado para calibrar pneus de carros de luxo pois, por ser inerte, não ataca a borracha aumentando o tempo de vida dos pneus e reduzindo o ruído do carro em movimento.

Elementos de transição

As famílias B são IB, IIB, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB e VIIIB, não apresentam nomes especiais e compreendem os elementos conhecidos como *elementos de transição*. Há dois tipos de elementos de transição: os de *transição interna*, que correspondem às séries dos lantanídeos e actinídeos e os de *transição externa*, situados no corpo principal da tabela. Os elementos dos subgrupos IIIB até VIIIB têm apenas 1 ou 2 elétrons na camada mais externa, exceto o Pd (Paládio, $Z=46$) que apresenta 18 elétrons na última camada.

Família dos primeiros metais de transição: são metais utilizados na composição de ligas metálicas por oferecerem dureza e tenacidade a outros metais (Sc, Y, Ti, Zr, Hf, V, Nb, Ta, Cr, Mo, W, Mn, Tc e Re).

Família dos segundos metais de transição: apresenta-se dividida em 3 grupos, cada qual com 3 elementos (tríade):

- Ferro, cobalto e níquel: muito magnéticos, misturam-se facilmente com outros elementos. São encontrados em forma pura quando provenientes de meteoritos ou em mistura com outros metais nos minérios.

•Rutênio, ródio e paládio; platina, ósmio e irídio: utilizados em ligas de jóias e aparelhos de precisão.

Família dos terceiros metais de transição: cobre, ouro e prata são muito usados na fabricação de moedas e jóias. Esses elementos são considerados metais nobres por serem pouco reativos.

Os demais metais são usados para os mais diversos fins: o cádmio, em ligas para a fabricação de rolamentos de automóveis; o zinco, para confecção de peças domésticas, e o mercúrio, na iluminação pública, em termômetros etc. Todos os elementos apresentam-se no estado sólido, exceto o mercúrio, que se apresenta no estado líquido em condição ambiente.

IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII B			IB	IIB
21 Sc Escândio 45,0	22 Ti Titânio 47,9	23 V Vanádio 45,0	24 Cr Crômio 52,0	25 Mn Manganês 54,9	26 Fe Ferro 55,8	27 Co Cobalto 58,9	28 Ni Níquel 58,7	29 Cu Cobre 63,5	30 Zn Zinco 65,4
39 Y Ítrio 88,9	40 Zr Zircônio 91,2	41 Nb Nióbio 92,9	42 Mo Molibdênio 95,9	43 Tc Tecnécio (99)	44 Ru Rutênio 101	45 Rh Ródio 103	46 Pd Paládio 106	47 Ag Prata 108	48 Cd Cádmio 112
57 - 71 Série dos lantanídeos	72 Hf Háfio 178	73 Ta Tântalo 181	74 W Tungstênio 184	75 Re Rênio 186	76 Os Ósmio 190	77 Ir Iródio 192	78 Pt Platina 195	79 Au Ouro 197	80 Hg Mercúrio 201
89 - 103 Série dos actinídeos	104 Db Dúbio (261)	105 Jl Joliótio (222)	106 Ac Rutherfordio (263)	107 Bh Bóhrio (262)	108 Hn Hânio (265)	109 Mt Meitnério (266)			

Séries

Nome que recebem os dois apêndices sob a tabela. Os elementos situados nessas séries são chamados de lantanídeos e actinídeos. Pertencem ao sexto e sétimo períodos, respectivamente. O número de elementos em cada série é variável: as séries dos lantanídeos e dos actinídeos pertencem ao grupo IIIB e são chamados de elementos de transição interna, exceto o La e o Ac.

Série dos lantanídeos

57 La Lantânio 139	58 Ce Cério 140	59 Pr Praseodímio 141	60 Nd Neodímio 144	61 Pm Promécio (147)	62 Sm Samário 150	63 Eu Európio 152	64 Gd Gadolínio 157
65 Tb Térbio 159	66 Dy Disprósio 163	67 Ho Hólmio 165	68 Er Érbio 167	69 Tm Túlio 169	70 Yb Ítérbio 173	71 Lu Lutécio 175	

Série dos actinídeos

89 Ac Actínio (227)	90 Th Tório 232	91 Pa Protactínio (231)	92 U Urânio 238	93 Np Neptúnio (237)	94 Pu Plutônio (242)	95 Am Americio (243)	96 Cm Cúrio (247)
97 Bk Berquélio (247)	98 Cf Califórnio (251)	99 Es Einstêinio (254)	100 Fm Férmio (253)	101 Md Mendelévio (256)	102 No Nobélio (253)	103 Lr Lawrêncio (257)	

Série dos lantanídeos: são metais maleáveis e abundantes, utilizados na forma de misturas e ligas na fabricação de ferro e aço.

Série dos actinídeos: possuem alguns dos átomos mais pesados. Apresentam elementos radioativos. Alguns são naturais, outros são artificiais.

Períodos

As sete linhas horizontais são chamadas períodos. Esse número está relacionado com o número de camadas eletrônicas que o átomo possui (K, L, M, N, O, P, Q). Por exemplo, o lítio, o boro e o nitrogênio estão no segundo período, pois seus átomos possuem apenas duas camadas eletrônicas. Daí conclui-se que átomos no 2º período só podem conter no máximo 10 elétrons. Os elementos de um mesmo período não possuem propriedades similares.

Período	Número de elementos	
1º curto	2	$Z=1$ e 2
2º curto	8	$3 > Z > 10$
3º curto	8	$11 > Z > 18$
4º longo	18	$19 > Z > 36$
5º longo	18	$37 > Z > 54$
6º muito longo	32	$55 > Z > 86$
7º incompleto	32	87 em diante

Saiba mais

Os nomes dos elementos químicos têm diversas origens. Dez deles são muito antigos, 8 levam o nome de corpos celestes, 10 referem-se a seres mitológicos, 13 têm nomes de minerais, 9 têm a ver com a cor, 10 mencionam o lugar geográfico onde foram encontrados, 14 referem-se ao país em que as descobertas foram feitas, 16 levam nomes construídos de acordo com certas características do elemento e 11 levam nomes de pessoas.

Classificação dos elementos químicos em relação aos elétrons de diferenciação

Família ou grupo	Nome	Número de elétrons na última camada
IA ou 1	alcalinos	1
IIA ou 2	alcalino-terrosos	2
IIIA ou 13	família do boro	3
IVA ou 14	família do carbono	4
VA ou 15	família do nitrogênio	5
VIA ou 16	calcogênios	6
VIIA ou 17	halogênios	7
Zero ou 18	gases nobres	8

Elétron de diferenciação e classificação dos elementos de acordo com a estrutura atômica

Elétron de diferenciação é o elétron que é adicionado ao passarmos de um elemento para o seguinte na tabela periódica. Exemplo:

Be K – 2 L – 2

B K – 2 L – 2 M – 1

elétron de diferenciação do Boro

AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

1. Na tabela periódica atual, os elementos estão dispostos de acordo com os valores crescentes de:
 - a) número de massa.
 - b) número de nêutrons.
 - c) número atômico.
 - d) unidade de massa atômica.
 - e) número de Avogadro.
2. Em uma tabela periódica, as colunas verticais são chamadas de _____ e estão subdivididas em _____:
 - a) períodos; A, B e O.
 - b) famílias; A, B e C.
 - c) famílias; A, B e O.
 - d) grupos; B, C e O.
 - e) séries; A, B e O.
3. Os elementos das famílias A são chamados de:
 - a) representativos.
 - b) de transição.
 - c) metais alcalinos.
 - d) alcalinos e calcogênios.
 - e) de transição interna.
4. Baseado na classificação periódica, podemos afirmar que um elemento que pertence a família IA e outro que pertence a família VA possuem, respectivamente:
 - a) 1 e 5 elétrons na última camada.
 - b) apenas 1 e 5 camadas eletrônicas.
 - c) 7 e 3 elétrons na última camada.
 - d) apenas 1 e 5 isótopos.
 - e) n.d.a.

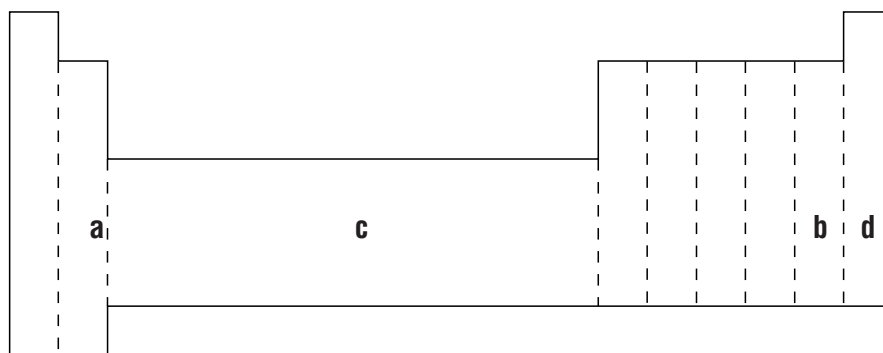
5. A família dos halogênios também pode ser denominada simplesmente como:
a) VIIA b) VIIB c) A d) VA e) IIIA
6. Os gases nobres são os únicos elementos que não formam compostos, em condição ambiente, com outros elementos. Essa afirmação é verdadeira, uma vez que:
a) os gases nobres não podem misturar-se com outros, pois são altamente reativos.
b) os gases nobres são elementos artificiais, já desenvolvidos com essa característica.
c) os gases nobres são os únicos elementos que já apresentam-se estabilizados em seu estado natural.
d) os gases nobres não são estáveis.
e) n.d.a.
7. As famílias B representam elementos:
a) de transição interna.
b) de transição interna e de transição externa.
c) típicos e de transição externa.
d) representativos e gases nobres.
e) de transição externa e gases nobres.
8. A série dos lantanídeos e actinídeos pertencem à família _____ e são chamados de elementos_____.
a) IIIB, de transição externa.
b) IIIB, de transição.
c) IIIB, representativos.
d) IIIA, de transição interna.
e) IIIB, de transição interna.
9. As linhas horizontais da tabela periódica representam:
a) as famílias.
b) os grupos.
c) as séries ou períodos.
d) somente a família B.
e) somente a família A.
10. Elementos com propriedades semelhantes ou não são apresentados, respectivamente nos (nas):

- a) períodos ou séries.
 - b) séries ou períodos.
 - c) famílias e períodos.
 - d) grupos e famílias.
 - e) n.d.a.
- 11.** Observe a tabela periódica e forneça a configuração eletrônica do nível mais externo do fósforo.
- 12.** Um elemento que possui 27 elétrons no nível N, em seu estado fundamental, é um:
- a) elemento representativo.
 - b) elemento de transição.
 - c) gás nobre.
 - d) elemento de transição interna.
- 13.** (FEI-SP) São, respectivamente, metal, não-metal e gás nobre:
- a) sódio, estanho e iodo.
 - b) ferro, cloro e nitrogênio.
 - c) sódio, cloro e hélio.
 - d) aço, iodo e argônio.
 - e) crômio, bromo e iodo.
- 14.** (Unvali-SP) Na classificação periódica, os elementos pertencentes a períodos diferentes serão facilmente identificados por possuírem:
- a) número de elétrons diferente na última camada.
 - b) diferentes números de camadas.
 - c) mesmo número de elétrons na última camada.
 - d) mesmo número de camadas.
 - e) n.d.a.
- 15.** Pertencem à família dos calcogênios
- a) o cloro e o bromo.
 - b) o oxigênio e o nitrogênio.
 - c) o selênio e o telúrio.
 - d) o sódio e o potássio.
 - e) o cálcio e o bário.
- 16.** (UFMG) A alternativa que apresenta os símbolos de três elementos com propriedades químicas semelhantes é:
- a) Ba, Li, Se.
 - b) Ca, Na, Sr.
 - c) Ca, Na, Te.
 - d) K, S, Sr.
 - e) S, Se, Te.
- 17.** (UFAM) Sobre os elementos da primeira coluna da tabela periódica, podemos afirmar o seguinte:
01. Têm um elétron a menos do que a configuração de um gás inerte.

02. São chamados metais alcalinos.
04. Têm elétrons móveis.
08. Reagem violentamente ao cloro.
16. Os pontos de fusão decrescem à medida que os números atômicos crescem.
- 18.** (UFPA) Pertencem, exclusivamente, ao grupo IIA da tabela periódica:
- a) H, Li, Ca e Ba.
 - b) Ra, Sr, Mg e Be.
 - c) B, Be, Ba e Cs.
 - d) Sn, Cs, Ra e Sc.
 - e) Mn, B, Cl e Sn.
- 19.** (UFRS) Considerando a classificação periódica dos elementos, a afirmação correta é:
- a) o manganês é um metal e seu número atômico é 54,9.
 - b) o bromo é um semimetal e pertence à família dos halogênios.
 - c) o criptônio é um gás nobre e seu número atômico é 19.
 - d) o zinco é um metal que, no estado fundamental, apresenta elétrons distribuídos em três camadas eletrônicas.
 - e) o enxofre é um não-metal, com seis elétrons na última camada.
- 20.** (UFPA) Os balões de gás vendidos na porta do Museu Paraense Emílio Goeldi e do Bosque Rodrigues Alves em Belém, usualmente, são inflados utilizando-se gás hidrogênio ou gás hélio. Os elementos químicos que compõem estes gases pertencem, respectivamente, aos grupos.
- a) IA e 0.
 - b) 0 e VIIIA.
 - c) 0 e IIA.
 - d) IIA e VIIIA.
 - e) IA e VIIIB.
- 21.** (UFRR) Assinale a alternativa correta que representa os elementos químicos pertencentes à família dos gases nobres:
- a) C, Li, As, Kr e Ar.
 - b) Ca, Ir, Sr, Kr e Ar.
 - c) Ne, Rn, Sb, He e Ge.
 - d) He, Rn, Xe, Kr e Ar.
 - e) Ne, Rn, Sr, He e Ge.
- 22.** (UFRR) Associe os números das regiões da tabela periódica esquematizada a seguir com:

A) metais alcalinos terrosos.
B) halogênios.

C) metais de transição.
D) gases nobres.



A única alternativa que apresenta a associação correta é:

- a) A-1, B-2, C-3 e D-4. d) A-5, B-1, C-2 e D-3.
b) A-2, B-1, C-3 e D-4. e) A-2, B-4, C-3 e D-5.
c) A-3, B-4, C-5 e D-1.

23. (UERJ) Um dos elementos químicos que tem se mostrado muito eficiente no combate ao câncer de próstata é o selênio (Se). Com base na tabela de classificação periódica dos elementos, os símbolos de elementos com propriedades químicas semelhantes ao selênio são:

- a) Cl, Br, I c) P, As, Sb
b) Te, S, Po d) As, Br, Kr

24. (Uneb-BA) Indique a alternativa que contém somente elementos químicos pertencentes à classe dos metais.

- a) O, F, Br e I d) Mg, Ca, K e Na
b) Na, Ne, S e Cl e) He, Ne, Ar e Kr
c) B, S, Ge e Sb

Ligações Químicas

Toda a matéria que nos cerca é formada por substâncias químicas. Elas são constituídas por átomos que, isolados, não estão estabilizados, exceto os gases nobres. As ligações químicas formam as substâncias, tornando, dessa maneira, os átomos estáveis. O conhecimento das ligações químicas é de grande valia para a melhor compreensão das estruturas dos materiais e, conseqüentemente, de suas propriedades. É dessa forma que os cientistas podem criar ou melhorar produtos já existentes. O tipo de ligação que se estabelece entre os átomos permite inferir suas propriedades e, portanto, prever em que condições esse material deve ser trabalhado.

Teoria eletrônica da valência

O termo *valência* foi introduzido pelos químicos Kekulé (1829-1896) e Couper (1831-1892) no ano de 1868.

A valência indica a necessidade ou capacidade que um átomo apresenta para unir-se a outro, formando ligações químicas. É o poder de combinação de um elemento.

É a valência do átomo que permite a existência de certos compostos com fórmulas de proporções definidas enquanto outros não.

Teoria do octeto

A teoria do octeto foi proposta pelos cientistas Kossel e Lewis no início do século 20, como uma possível explicação para as

fórmulas dos compostos até então descobertos. Observando que os gases nobres são as únicas substâncias formadas apenas por um único átomo e que as demais são formadas por dois ou mais átomos, eles enunciaram:

“Os átomos se ligam para obter uma configuração estável, assim como a dos gases nobres”.

Esse enunciado ficou conhecido como *teoria do octeto*, pois, ao examinarmos a configuração eletrônica dos gases nobres, verificamos que em suas camadas de valência há oito elétrons, exceto o hélio, He, que se estabiliza com dois elétrons, formando as chamadas substâncias monoatômicas. Portanto, eles não fazem ligações químicas em condições ambiente.

Os átomos necessitam estar com oito elétrons na última camada, que é a chamada *camada de valência*, e os elétrons dessa camada também são chamados de *elétrons de valência*. De acordo com o número de elétrons de sua camada de valência, os elementos podem ser classificados em: monovalentes, bivalentes, trivalentes ou polivalentes. O número de elétrons dados, ganhos ou compartilhados, independentemente da carga elétrica do átomo, é o que determina a classificação do elemento. Um elemento é considerado *bivalente*, por exemplo, quando necessita *doar 2 elétrons* a fim de estabilizar-se, portanto, ele apresenta valência 2. É o caso do cálcio $Z=20$ (K-2, L-8, M-8, N-2). O elemento oxigênio, que necessita *receber 2 elétrons* para se estabilizar, também apresenta valência 2. Apesar de apresentar carga elétrica negativa, também é considerado *bivalente*. O carbono, $Z=12$, possui quatro elétrons em sua camada de valência e, ao compartilhá-los, pode ser considerado *tetravalente*. Na tabela periódica, átomos de uma mesma família de elementos representativos apresentam a mesma valência porque possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência.

Metais	
Elemento	Camada de valência
Sódio	Na•
Potássio	K•
Magnésio	Mg••
Cálcio	Ca••
Bário	Ba••
Alumínio	Al•••
Prata	Ag•
Ferro	Fe••
Zinco	Zn••
Ouro	Au•
Cobre	Cu•

Ametais e Gases Nobres	
Elemento	Camada de Valência
Carbono	•C•
Fósforo	•P•
Nitrogênio	•N•
Oxigênio	•O•
Enxofre	•S•
Flúor	•F•
Cloro	•Cl•
Bromo	•Br•
Iodo	•I•
Hélio	He••
Neônio	•Ne•

Átomo neutro e íon

Os átomos, eletricamente neutros, apresentam o mesmo número de prótons e elétrons. No entanto, eles podem apresentar carga elétrica baseando-se no fato de ganharem ou perderem elétrons em uma ligação. Nesse caso, eles serão chamados de *íons*. Os íons podem ser classificados em:

Cátions: formam-se quando um átomo *cede* elétrons, tornando sua carga elétrica *positiva*, uma vez que o número de elétrons (partículas de carga negativa) torna-se *menor* que o número de prótons (partículas de carga positiva).

Ânions: formam-se quando um átomo *recebe* elétrons e a sua carga elétrica se torna negativa, uma vez que o número de elétrons torna-se *maior* que o número de prótons.

Exemplo: observe a formação de íons no composto fluoreto de lítio (LiF):

Li $Z = 3$ (K – 2, L – 1)

F $Z = 9$ (K – 2, L – 7)

O lítio necessita doar um elétron para se estabilizar, tornando-se o cátion, e o flúor necessita receber um elétron, tornando-se o ânion.

Notação: em uma fórmula, o cátion deve ser colocado sempre à esquerda, antes do ânion: $\text{Li}^+ \text{F}^-$.

Classificação das ligações

Os átomos estão sempre buscando estabilização, isto é, completar suas camadas de valência. Para isso, eles estabelecem ligações, doando, recebendo ou compartilhando seus elétrons de acordo com a necessidade dos átomos envolvidos.

Os principais tipos de ligação entre os átomos são:

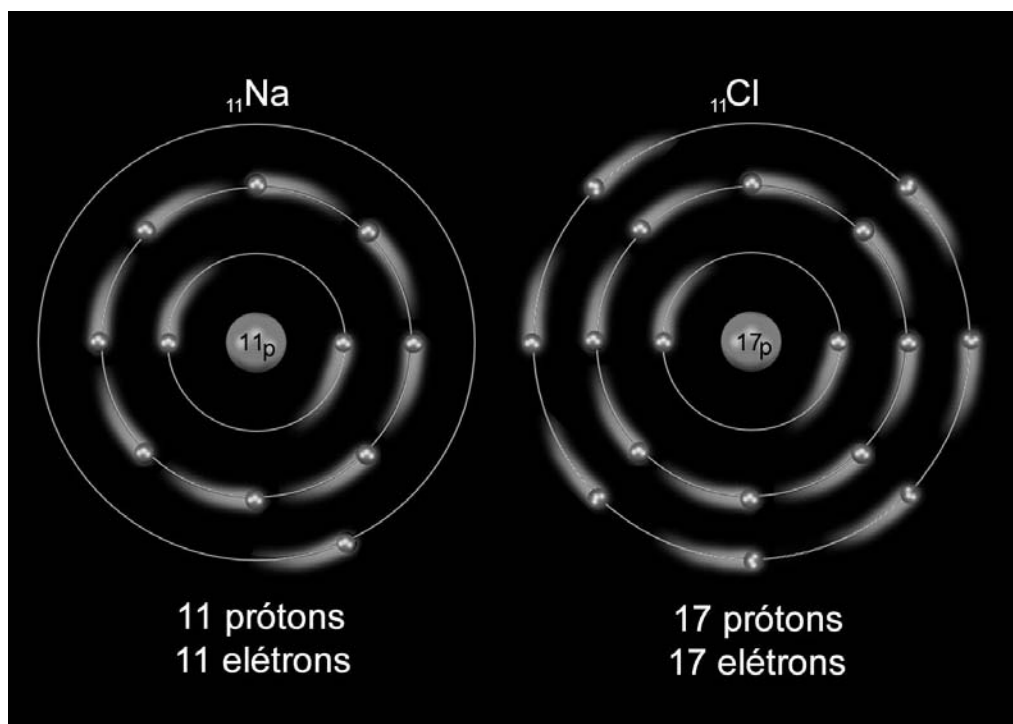
- Iônica ou eletrovalente
- Covalente ou molecular (polar e apolar)
- Metálica

Ligação iônica ou eletrovalente

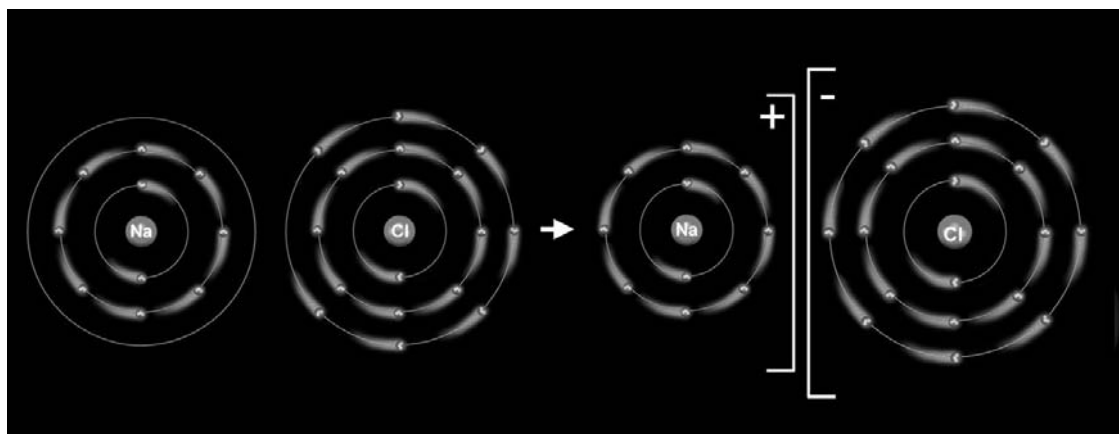
Quando a ligação ocorre entre íons positivos e negativos. O sal de cozinha (cloreto de sódio) é um exemplo de composto formado por ligação iônica: $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$.

Na (sódio) $Z=11$ (K-2, L-8, M-1)

Cl (cloro) $Z=17$ (K-2, L-8, M-7)



O sódio cederá ao cloro um elétron e, assim, ambos ficam equilibrados. Dessa ligação originou-se o cátion sódio e o ânion cloreto.

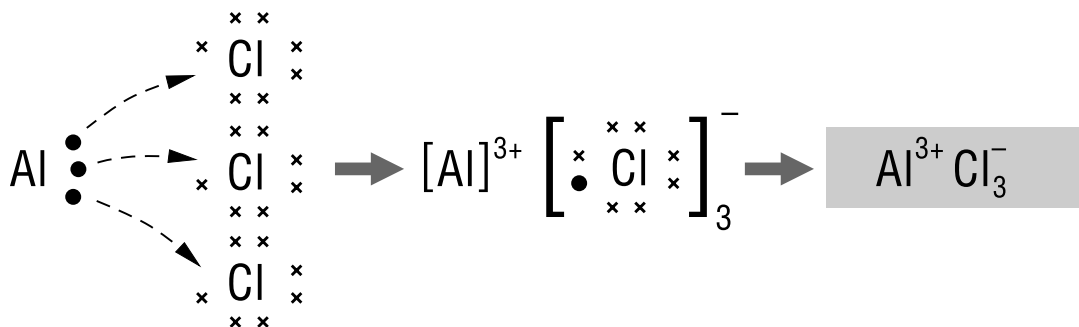
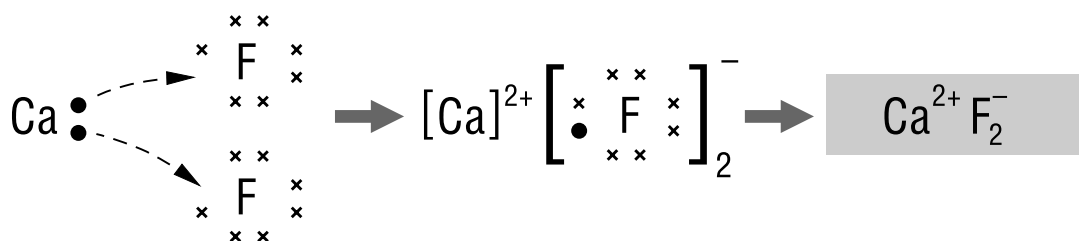


As substâncias que apresentam ligações iônicas são chamadas de substâncias iônicas ou compostos iônicos.

Notação: a ligação iônica pode ser representada da(s) seguinte(s) forma(s):



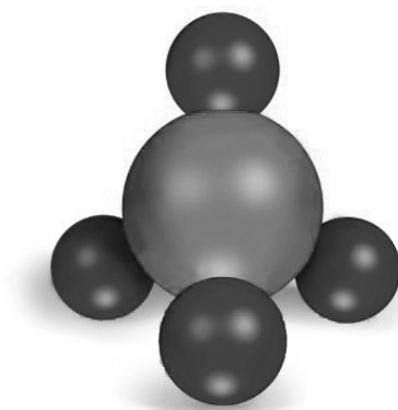
Veja outros exemplos:



O prefixo “co” de algumas palavras, como cooperar e coabitar, indica que há uma partilha, uma comunhão entre duas partes. Quando usamos a palavra *covalência*, estamos nos referindo a dois ou mais átomos que, em uma substância molecular ou covalente, têm em comum um ou mais pares de elétrons. Esse compartilhamento une os átomos ao mesmo tempo que os torna estáveis.

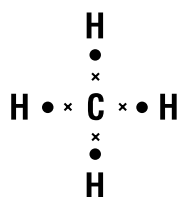
Ligações covalentes

Os átomos que fazem esse tipo de ligação são aqueles que precisam ganhar elétrons para se estabilizarem. Como necessitam receber elétrons, eles *compartilham* simultaneamente, dois ou mais elétrons, para completarem sua camada de valência. Por exemplo, na molécula de CH_4 (metano), cada átomo de hidrogênio está ligado covalentemente ao átomo de carbono, tornando-o estável.

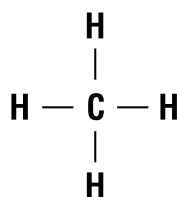


As substâncias que apresentam ligações covalentes são chamadas de *substâncias moleculares* ou *covalentes*.

Representações: a ligação covalente pode ser representada por fórmulas eletrônica e estrutural ou fórmulas de Lewis e Couper, respectivamente:



Fórmula
eletrônica
ou de Lewis



Fórmula
estrutural
ou de Couper

Ligação covalente dativa ou coordenada

A existência de algumas moléculas não pode ser explicada por ligações covalentes normais. Veja o caso do monóxido de carbono, CO. O carbono necessita de 4 elétrons para sua estabilização enquanto o oxigênio de apenas dois elétrons. Então, estabelecem-se duas ligações covalentes e uma ligação dativa.



Note que, na ligação covalente dativa, os elétrons compartilhados se originam apenas de um átomo, ao contrário da ligação covalente, cujos elétrons compartilhados vêm de todos os átomos participantes.

Observe, ainda, que podemos ter ligações covalentes normais e dativas ocorrendo ao mesmo tempo em um mesmo composto, como no exemplo do CO.

Na ligação covalente dativa, o átomo que se estabiliza primeiro fornecerá pares eletrônicos até estabilizar os demais.

A ligação coordenada é apenas uma extensão da ligação covalente, e os compostos que necessitam desse tipo de ligação apresentam as mesmas propriedades gerais que os compostos formados por ligações covalentes “normais”. As substâncias que apresentam ligações dativas são também covalentes ou moleculares.

Principais características das ligações e substâncias covalentes e moleculares

- Nas ligações covalentes, todos os átomos participantes precisam receber elétrons para completar suas camadas de valência. Isto ocorre com os *não-metais* e o *hidrogênio*.

- As *substâncias moleculares* são, em geral, líquidas ou gasosas à temperatura ambiente. Elas não conduzem bem a corrente elétrica e apresentam uma fórmula que define a proporção entre os números de átomos participantes do compartilhamento. Exemplos: Cl₂, CO₂, S₈.

- As *substâncias covalentes* são sólidos que apresentam altíssimos pontos de fusão e ebulição. São macromoléculas, isto é,

não formam moléculas verdadeiras e sim um imenso conjunto de átomos que possui uma proporção definida, porém, a dimensão da molécula é o tamanho da própria amostra de material analisado. Exemplos: $C_{\text{(grafite)}}$, $C_{\text{(diamante)}}$, $P_{\text{V(fósforo vermelho)}}$, $(\text{SiO}_2)_n$ (sílica ou areia).

Reconhecendo quando um átomo deve ganhar, ceder ou compartilhar elétrons

- Um átomo que apresente, na camada de valência, um número bem próximo a 8 elétrons, tende a ganhar elétrons.

Exemplo: P (fósforo) – $Z=15$ ($K=2$, $L=8$, $M=5$).

Ele tende a *receber 3 elétrons, e não a ceder 5 elétrons*.

- Um átomo que apresente na camada de valência, um número bem inferior a 8 elétrons, tende a ceder seus elétrons. Dessa forma, sua camada anterior poderá ficar com o número máximo de elétrons.

Exemplo: Na (sódio) – $Z=11$ ($K=2$, $L=8$, $M=1$).

Ele tende a *ceder 1 elétron, e não a receber 7 elétrons*.

- Em uma ligação onde os elementos participantes precisam ganhar elétrons, os elétrons serão compartilhados para que a última camada de cada um dos elementos fique completa.

Exemplo: O_2 – gás oxigênio.

O (oxigênio) – $Z=8$ ($K=2$, $L=6$).

Ambos necessitam de 2 elétrons para se estabilizar; então eles *compartilham seus elétrons*.

- Quando dois ou mais átomos já estiverem ligados por covalência simples e, mesmo assim, um deles ainda não estiver estável, deve-se usar a ligação dativa. O átomo estável fornecerá os pares de elétrons para formar as ligações dativas.

Geometria molecular pela teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada da valência

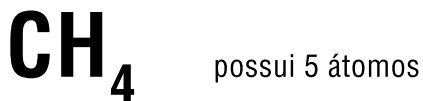
A forma como os átomos se organizam no espaço define a geometria de uma molécula. Embora o nome pareça complicado, essa teoria explica de maneira simplificada como os átomos podem ser dispostos.

Para entender como isso ocorre é preciso considerar:

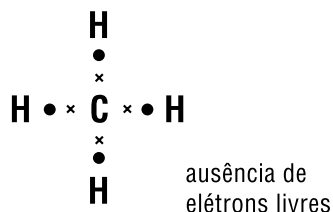
- O número de átomos da molécula.
- Os pares eletrônicos da camada de valência, compartilhados ou não, dispõem-se o mais distante possível uns dos outros, pois possuem cargas de mesmo sinal.

Para descobrir a forma geométrica da molécula, podemos seguir os seguintes passos:

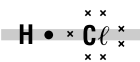
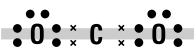
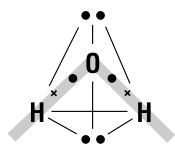
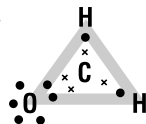
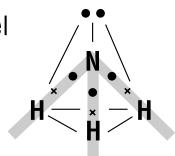
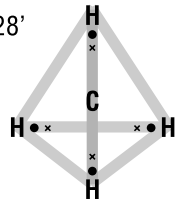
1. Contar o número de átomos da molécula. Exemplo:



2. Escrever a fórmula eletrônica e determinar quantos pares de elétrons livres há em torno do átomo central. Por exemplo:



3. Aplicar a seguinte tabela:

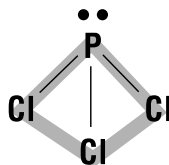
Número de átomos na molécula	Pares de elétrons livres	Geometria molecular e ângulo das ligações
2	–	linear – 180°  HCl
3	ausência	linear – 180°  CO ₂
	2	angular – variável  H ₂ O
4	ausência	triagonal – plana – 120°  CH ₂ O
	1	piramidal – variável  NH ₃
5	ausência	tetraédrica – 109°28'  CH ₄

Exemplos:

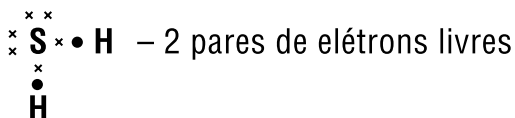
1. PCl_3 – 4 átomos



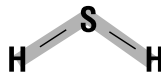
Portanto, geometria piramidal



2. H_2S – 3 átomos



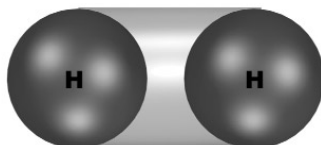
Portanto, geometria angular



Polaridade das ligações

Quanto maior a diferença da eletronegatividade, mais polarizada é a ligação. As ligações covalentes podem ser classificadas em:

Apolar: quando se estabelece entre átomos de igual eletronegatividade. Isso ocorre, por exemplo, com o gás hidrogênio, H_2 . Para sua formação, precisamos de dois átomos de hidrogênio que possuem eletronegatividade igual a 2,2. Como os dois átomos são idênticos, o par eletrônico compartilhado estará igualmente distribuído pelas eletrosferas de ambos. Não se formam pólos elétricos.



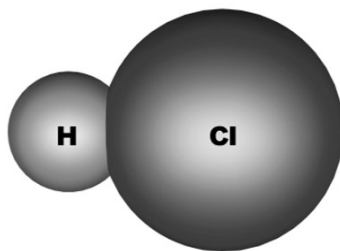
Polar: estabelece-se entre átomos de diferentes eletronegatividades. Exemplo: cloreto de hidrogênio (HCl):

$\text{H} - \text{Z}=1$ ($\text{K}=1$),

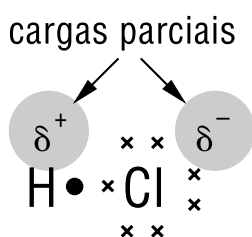
eletronegatividade = 2,2

$\text{Cl} - \text{Z}=17$ ($\text{K}=2, \text{L}=8, \text{M}=7$),

eletronegatividade = 3,0



O cloro atrai os elétrons com maior intensidade, pois é mais eletronegativo que o hidrogênio. O resultado é que o par eletrônico compartilhado se aproxima ou permanece a maior parte do tempo mais próximo do cloro que do hidrogênio. Dessa forma, o cloro torna-se um pólo de cargas negativas enquanto o hidrogênio torna-se um pólo positivo. As cargas, no entanto, são menos intensas que as dos íons, uma vez que os elétrons não são transferidos de um átomo para o outro de maneira definitiva.



Polaridade das moléculas

Os cálculos de diferença de eletronegatividade nos permitem classificar as ligações em polares ou apolares. Mas o que dizer da molécula como um todo? Será o conjunto polar ou apolar? No caso de moléculas diatômicas, a polaridade da ligação coincide com a da molécula. Veja o exemplo:

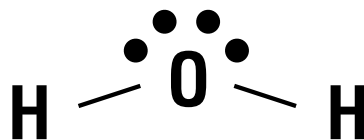


As moléculas de O_2 são apolares pois, sendo as ligações apolares e a molécula diatômica, a polaridade da ligação determina a polaridade da própria molécula.

No caso de moléculas poliatômicas, podemos ter moléculas apolares mesmo quando contenham ligações polares. Quando as ligações polares estiverem arranjadas de forma geométrica simétrica, a molécula como um todo é considerada apolar. Veja alguns exemplos de moléculas polares a apolares:



As ligações são polares, mas a molécula, sendo simétrica, é apolar.



As ligações são polares e a molécula também, pois é assimétrica.

Polaridade e solubilidade

Há uma regra na química que diz:
“Semelhante dissolve semelhante”.

Por semelhante entende-se que as substâncias polares tendem a dissolver bem outras substâncias polares, e apolares a dissolver apolares. Essa regra tem bastante interesse prático quando por exemplo, se quer retirar um certo tipo de mancha de um tecido ou diluir uma tinta.

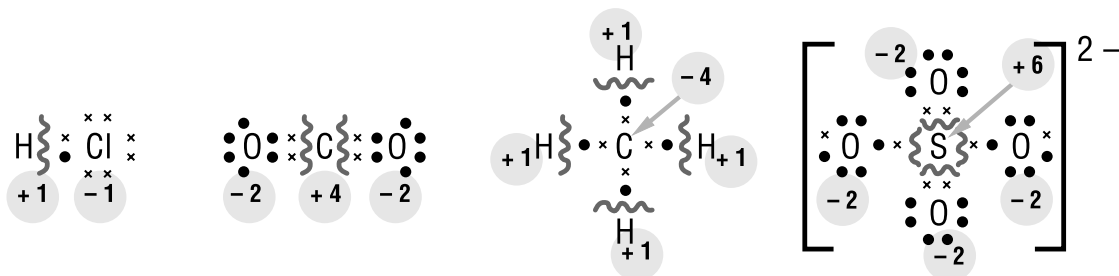
Podemos dizer que essa regra explica por que gasolina e que-rosene misturam-se entre si enquanto nenhuma das duas mistu-ram-se em água.

Número de oxidação

É um número associado à carga de cada átomo participante de uma ligação iônica ou covalente.

No caso de compostos iônicos, o número de oxidação ou nox é igual à própria carga do íon. Por exemplo: no CaS , o nox do Ca^{2+} é +2 e o nox do S^{2-} é -2.

Nas moléculas ou íons formados por ligações covalentes, su-põe-se que, caso a molécula sofresse um rompimento, os elétrons ficariam com o átomo mais eletronegativo. Veja alguns exemplos:



Regras práticas para a determinação do nox

A determinação do nox pelas fórmulas eletrônicas é muito trabalhosa, portanto existem regras práticas para se realizar essa tarefa.

1. O **H** tem nox = +1 em seus compostos.



Exceção: hidretos metálicos \longrightarrow nox do H = -1

Exemplo: NaH ou $\text{Na}^+\text{H}^- \longrightarrow$ nox do H = -1

2. O **O** tem nox = -2 em seus compostos.



Exceções:

- Nos compostos com o grupo (O — O), chamados peróxidos, o O tem nox = -1



- No OF_2 (fluoreto de oxigênio), o O tem nox = +2 e o F tem nox = -1, porque o F é mais eletronegativo do que o O

3. Metais com nox fixo em seus compostos:

a) alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs) e Ag \longrightarrow nox = +1

b) alcalino-terrosos (Mg, Ca, Sr, Ba) e Zn \longrightarrow nox = +2

c) Al \longrightarrow nox = +3

4. a) molécula $\longrightarrow \Sigma \text{nox} = 0$

b) íon $\longrightarrow \Sigma \text{nox} = \text{carga do íon}$

5. O nox de qualquer elemento sob a forma de substância simples é igual a zero.



Exemplos:

1. H_2SO_4

Resolução e resposta: nox do H = +1 (regra 1)

nox do O = -2 (regra 2)

nox do S = x

$\Sigma \text{nox} = 0$ (regra 4-a)

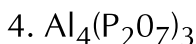
$2(+1) + 1(x) + 4(-2) = 0 \therefore x = +6 \therefore \text{nox do S} = +6$



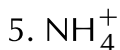
Resolução e resposta: nox do O = -2 (regra 2)
 nox do S = x (regra 2)
 $\Sigma \text{nox} = -2$ (regra 4-b)
 $1(x) + 4(-2) = -2 \therefore x = +6 \therefore \text{nox do S} = +6$



Resolução e resposta: nox do O = -2 (regra 2)
 nox do C = x
 $\Sigma \text{nox} = -2$ (regra 4-b)
 $1(x) + 3(-2) = -2 \therefore x = +4 \therefore \text{nox do C} = +4$



Resolução e resposta: nox do O = -2 (regra 2)
 nox do A = $+3$ (regra 3-c)
 nox do P = x
 $\Sigma \text{nox} = 0$ (regra 4-a)
 $4(+3) + 6(x) + 21(-2) = 0 \therefore +12 + 6x - 42 = 0$
 $6x = +30 \therefore x = +5 \therefore \text{nox do P} = +5$



Resolução e resposta: nox do H = $+1$ (regra 1)
 nox do N = x
 $\Sigma \text{nox} = +1$ (regra 4-b)
 $4(+1) + 1(x) = +1 \therefore x = -3 \therefore \text{nox do N} = -3$

Ligação metálica

É a ligação estabelecida entre átomos de metais. As substâncias que apresentam ligações metálicas são chamadas de *substâncias metálicas*.

Exemplos: os átomos de cobre de um fio ou uma placa de zinco.

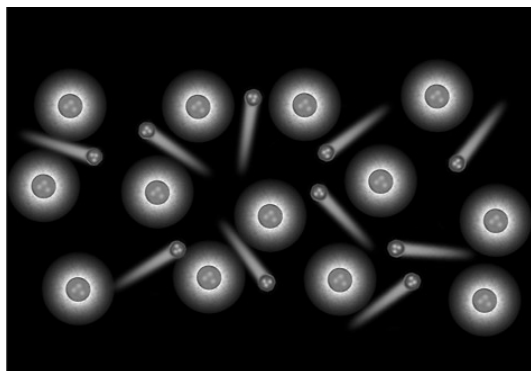
Para entender como essa ligação se estabelece é preciso ter em conta que os metais apresentam forte tendência de doar elétrons. Como todos os átomos que estabelecem esse tipo de ligação possuem elétrons para serem doados, isto é, elétrons livres, eles podem se movimentar constantemente de um átomo para outro, constituindo assim um “mar de elétrons” onde estão mergulhados os átomos.

Principais características das ligações e substâncias metálicas

Se o movimento dos elétrons for orientado, eles podem saltar de um átomo para outro de forma organizada, constituindo assim, uma corrente elétrica. Assim, os metais são bons condutores de corrente elétrica.

Da mesma forma como na ligação iônica, também na ligação metálica há formação de retículo cristalino.

Exemplo: cristal de sódio (Na) – $Z = 11$ (2, 8, 1).



O cristal do metal está envolto por uma nuvem de elétrons em constante movimento.

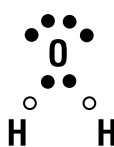
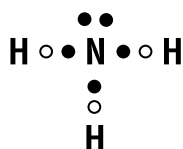
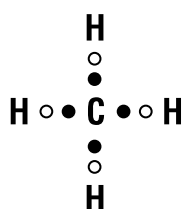
AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

- Os átomos tentam estabilizar-se e para tanto ligam-se a outros com o objetivo de:
 - permanecerem unidos aos gases nobres.
 - adquirirem a mesma configuração eletrônica de um gás nobre.
 - apresentarem propriedades físicas semelhantes às dos gases nobres.
 - formarem gases.
 - tornarem-se elementos raros, assim como os gases nobres.
- Em relação ao número de valência, podemos afirmar que os átomos podem ser classificados em:
 - monovalentes, bivalentes, trivalentes e polivalentes.
 - monoatômicos, biatômicos, triatômicos e poliatômicos.

- c) somente monovalentes ou polivalentes.
d) iônicos, moleculares ou metálicos.
e) nenhuma das alternativas anteriores.
3. (FCC-SP) Pertencem à família dos metais alcalino-terrosos os elementos cujos átomos apresentam igual:
- a) raio atômico.
b) eletronegatividade.
c) energia de ionização.
d) número de isótopos.
e) número de elétrons de valência.
4. Átomos que apresentam menor número de elétrons com relação ao número de prótons são denominados:
- a) prótons. d) cátions.
b) íons carbono. e) ânions.
c) metais.
5. (Unifesp) Os átomos pertencentes à família dos metais alcalino-terrosos e dos halogênios adquirem configuração eletrônica de gases nobres quando, respectivamente, formam íons com cargas:
- a) +1 e -1. c) +2 e -1. e) +1 e -2.
b) -1 e +2. d) -2 e -2.
6. (PUC-SP) A ligação química entre os elementos de número atômico 17 e 19, é do tipo:
- a) iônica. c) dativa. e) Van der Waals.
b) covalente. d) metálica.
7. (PUC- RJ) O NaCl, o K₂O e o Al₂O₃ formam ligações por:
- a) covalência simples.
b) covalência dativa.
c) eletrovalência.
d) covalência polar.
e) covalência normal.
8. (UFSCar-SP) Um átomo X da família IIA e outro átomo Y da família VIIA formarão um composto:
- a) iônico de fórmula X₂Y.
b) molecular de fórmula XY₂.

- c) iônico de fórmula XY_2 .
 d) molecular de fórmula X_2Y .
 e) iônico de fórmula XY .
9. (PUC-RJ) Na estrutura do cloreto de sódio encontramos um aglomerado de:
- a) cátions e ânions. d) átomos independentes.
 b) macromoléculas. e) moléculas biatômicas.
 c) íons hidratados.
10. (ITA-SP) Em cristais de cloreto de sódio, cada íon de sódio tem como vizinhos mais próximos quantos íons de cloreto?
- a) 1 b) 2 c) 4 d) 6 e) 8
11. (Unicamp-SP) Observe as seguintes fórmulas eletrônicas (fórmulas de Lewis):



Consulte a classificação periódica dos elementos e escreva as fórmulas eletrônicas das moléculas formadas pelos seguintes elementos:

- a) fósforo e hidrogênio;
 b) enxofre e hidrogênio;
 c) flúor e carbono.
12. (UFJF-MG) Para o composto ácido cianídrico, responda o que se pede.
- a) Qual a fórmula molecular?
 b) Qual a fórmula eletrônica?
 c) Qual a fórmula estrutural?
- Dado: números atômicos ($H = 1$; $C = 6$; $N = 7$).

13. (Fuvest-SP) Considere as substâncias:

I - Argônio – Ar

III - Cloreto de sódio (NaCl)

II - Gás fluór F_2

IV - Água

Dentre elas, apresentam ligações covalentes apenas:

- a) I e II c) II e III e) III e IV
 b) I e III d) II e IV

- 14.** (PUC-SP) A diferença entre a ligação covalente comum e a ligação covalente dativa ou coordenada reside fundamentalmente na:
- a) diferença de eletronegatividades dos átomos nela envolvidos.
 - b) na origem dos elétrons que formam a ligação.
 - c) no comprimento da ligação.
 - d) na energia da ligação.
 - e) no tamanho dos átomos envolvidos.
- 15.** Dê as fórmulas de Lewis e Couper de:
- a) SO_2
 - b) SO_3
 - c) H_2SO_4
- 16.** (UMC-SP) O carbono e o silício pertencem à família 14 da tabela periódica. Por que, na condição ambiente, o dióxido de carbono é um gás (gás carbônico), enquanto o dióxido de silício é um sólido de temperatura de fusão elevada (areia)?
- 17.** (Unimep-SP) Indique entre os compostos a seguir, aqueles em que encontramos apenas ligações covalentes:
- I. NaCl
 - II. CCl_4
 - III. SO_2
 - IV. KI
 - V. Na_2SO_4
- a) I e II
 - b) II e III
 - c) I e IV
 - d) IV e V
 - e) III e IV
- 18.** (Coperves-RS) Os tipos de ligação dos compostos NaI , O_2 e SCl_2 são, respectivamente:
- a) iônica, covalente e covalente.
 - b) iônica, iônica e covalente.
 - c) iônica, iônica e iônica.
 - d) covalente, iônica e covalente.
 - e) covalente, covalente e iônica.
- 19.** (Vunesp-SP) Dar as estruturas de Lewis e descrever a geometria das espécies SO_2 , SO_3 e SO_4^{2-} . Para a resolução da questão, considerar a carga do íon localizada no seu átomo central.
- 20.** Considere as fórmulas e ângulos das ligações dados a seguir:

Fórmula	H_2O	NH_3	CH_4	BeH_2
Ângulo	105°	107°	$109^\circ 28'$	180°

As formas geométricas dessas moléculas são, respectivamente:

- a) tetraédrica, tetraédrica, tetraédrica, angular.
- b) angular, piramidal, tetraédrica, angular.
- c) angular, piramidal, tetraédrica, linear.
- d) angular, angular, piramidal, trigonal.
- e) trigonal, trigonal, piramidal, angular.

21. (FEI-SP) A ordem crescente da diferença de eletronegatividade entre os elementos define a seguinte ordem no caráter das ligações:

- a) covalente polar, covalente apolar, iônica.
- b) iônica, covalente polar, covalente apolar.
- c) covalente apolar, iônica, covalente polar.
- d) covalente apolar, covalente polar, iônica.
- e) iônica, covalente apolar, covalente polar.

22. (Mackenzie-SP) Assinale a alternativa que preenche adequadamente as lacunas do seguinte período:

Na molécula HI, temos uma ligação _____ com a formação de uma molécula _____, pelo fato de o iodo ser mais _____ que o hidrogênio.

- a) iônica, polar, eletropositivo.
- b) covalente, apolar, eletronegativo.
- c) covalente, polar, eletronegativo.
- d) iônica, polar, eletronegativo.
- e) iônica, apolar, eletropositivo.

23. Sabendo-se que a eletronegatividade do cloro é 3,0 e que a do bromo é 2,8, é possível afirmar-se que no cloreto de bromo há uma ligação:

- a) iônica.
- b) covalente apolar.
- c) covalente polar com carga parcial positiva no cloro.
- d) covalente polar com carga parcial positiva no bromo.
- e) covalente dativa.

24. (Cefet-PR) Dados os compostos:

- I. Na_2SO_4
- II. CCl_4
- III. Na_2S
- IV. HCl
- V. Cl_2O

É correto afirmar que:

- a) O composto I é molecular.
 - b) O composto II apresenta geometria piramidal e, por essa razão, possui molécula polar.
 - c) Uma solução aquosa do composto III conduz corrente elétrica.
 - d) No composto IV, ocorre ligação iônica entre os íons H^+ e Cl^- .
 - e) O composto V apresenta geometria linear.
- 25.** (Vunesp-SP) Se uma solução que contém iodo manchar uma camiseta branca de algodão, o procedimento correto para retirar a mancha de iodo consiste, antes da lavagem, em aplicar sobre o local da mancha:
- a) clorofórmio ou tetracloreto de carbono.
 - b) vinagre ou suco de limão.
 - c) talco (silicato de magnésio)
 - d) farinha de trigo ou amido.
 - e) água ou álcool.
- 26.** Determine o *nox* dos elementos sublinhados nos átomos dos seguintes compostos:
- a) $\text{H}_2\underline{\text{Cr}}_2\text{O}_7$
 - b) $\text{Na}_4\underline{\text{P}}_2\text{O}_7$
 - c) $\text{Na}_2\underline{\text{O}}_2$ (peróxido de sódio)
 - d) $\text{Ca}\underline{\text{C}}_2$ (carbeto de cálcio ou “carbureto”)
- 27.** (Unifesp) A condutibilidade elétrica dos metais é explicada admitindo-se:
- a) ruptura de ligações iônicas.
 - b) ruptura de ligações covalentes.
 - c) existência de prótons livres.
 - d) existência de elétrons livres.
 - e) existencia de nêutrons livres.

- 28.** De acordo com o tipo de ligação química existente, as substâncias podem ser classificadas como:
- a) metálicas, covalentes, moleculares e atômicas.
 - b) metálicas, covalentes, bivalentes e atômicas.
 - c) metálicas, covalentes, atômicas e nobres.
 - d) iônicas, metálicas, covalentes e moleculares.
 - e) atômicas, iônicas, covalentes, moleculares e metálicas.
- 29.** (ITA-SP) Dentre as opções abaixo qual é aquela que contém a afirmação falsa relativa à natureza das ligações químicas?
- a) Todas as ligações químicas têm em comum elétrons atraídos simultaneamente por núcleos positivos.
 - b) Ligações químicas, em geral, têm um caráter intermediário entre a ligação covalente pura e/ou ligação iônica pura e/ou ligação metálica pura.
 - c) Ligação química representa um compromisso entre forças atrativas e repulsivas.
 - d) Ligações metálicas são ligações covalentes fortemente orientadas no espaço.
 - e) Ligação covalente implica o “compartilhamento” de pares de elétrons por dois átomos.
- 30.** (Unifesp) A atração entre os íons, numa ligação iônica é do tipo
- a) eletrostática.
 - b) magnética.
 - c) indutiva.
 - d) gravitacional.
 - e) Van der Waals.
- 31.** (UFPI) Qual a alternativa que apresenta exemplos de ligação iônica, ligação covalente apolar, ligação covalente polar, nesta ordem?
- a) HCl , H_2 , AlF_3
 - b) NaCl , HBr , N_2
 - c) Na_2SO_4 , S_8 , HF
 - d) P_4 , N_2 , HCl
 - e) HBr , H_2 , Na_2SO_4

- 32.** (Ufam) Dentre as combinações a seguir, somente algumas podem formar, predominantemente, ligações covalentes. São elas:
- | | |
|------------------------|------------------|
| 01. potássio-cloro. | 08. cézio-flúor. |
| 02. oxigênio-oxigênio. | 16. cloro-flúor. |
| 04. hidrogênio-carbono | 32. sódio-cloro. |
- 33.** (Ufac)
- () Numa ligação dativa ou coordenada, cada átomo envolvido participa com um elétron.
 - () As ligações covalentes ou moleculares ocorrem com o emparelhamento de elétrons que se torna comum aos átomos envolvidos na ligação.
 - () As ligações iônicas ocorrem quando existem átomos que perdem elétrons e outros que ganham elétrons.
 - () As ligações dativas ocorrem somente entre os átomos não-metais com os átomos metais.
 - () As ligações covalentes só ocorrem quando existem metais e não-metais.
- a) F, V, V, F, F.
 - b) F, F, V, F, V.
 - c) F, F, V, V, F.
 - d) F, V, V, F, V.
 - e) V, F, V, F, V.
- 34.** (Ufam) As ligações que unem os átomos da molécula NH_3 são chamadas:
- a) covalentes.
 - b) iônicas.
 - c) pontes de hidrogênio.
 - d) Van der Waals.
 - e) metálicas.
- 35.** (UFPB) Na substância Na_2CO_3 (carbonato de sódio) há
- a) apenas ligações covalentes.
 - b) ligações covalentes e covalentes dativas.

- c) ligações iônicas e covalentes.
- d) somente ligações iônicas.
- e) ligações iônicas, covalentes e covalentes dativas.

36. (UFPB) Examinando-se as estruturas dos compostos a seguir:

- I. POCl_3
- II. NaBH_4
- III. KNO_3
- IV. $\text{HC} \equiv \text{CH}$
- V. CH_3MgBr

pode-se concluir que o(s) composto(s) que possui(em), ao mesmo tempo, ligações do tipo iônica, covalente simples e covalente dativa é (são) apenas:

- a) IV e V
- b) V
- c) III
- d) II e III
- e) I

37. (UFGO) Átomos de determinados elementos formam ânions quando

- a) perdem prótons da eletrosfera.
- b) têm prótons e nêutrons no núcleo.
- c) perdem elétrons do núcleo.
- d) estão eletricamente neutros.
- e) recebem elétrons na eletrosfera.

38. (UFCE) Observe as ligações químicas entre os átomos das substâncias H_2 , O_2 , O_3 , H_2O e NaOH e marque a(s) alternativa(s) correta(s):

- 01. somente O_3 possui dupla ligação.
- 02. H_2 , O_3 e H_2O apresentam ligações predominantemente covalentes.
- 04. ligações do tipo covalente podem ser observadas em todas estas substâncias.
- 08. o NaOH apresenta uma ligação química com caráter predominantemente iônico.

16. tanto o ozônio quanto a água possuem uma ligação do tipo doador-receptor.

39. (UFMG) As posições dos elementos na tabela periódica permitem prever as fórmulas de substâncias que contêm esses elementos e os modelos de ligação apropriados a essas substâncias.

Considerando-se os elementos C, O, F, Si e Cl, a alternativa que associa corretamente um tipo de substância e um exemplo adequado do mesmo é:

- a) Substância iônica / CF_4
- b) Substância iônica / Cl_2O
- c) Substância metálica / Si
- d) Substância molecular / C
- e) Substância molecular / SiCl_4

40. (UFPA) As substâncias: etano, gás bromo, água e cloreto de magnésio apresentam seus átomos unidos, respectivamente, por meio de ligações:

- a) covalentes, covalentes, covalentes e iônicas.
- b) covalentes, iônicas, covalentes e iônicas.
- c) metálicas, iônicas, iônicas e metálicas.
- d) covalentes, covalentes, iônicas e iônicas.
- e) covalentes, covalentes, iônicas e metálicas.

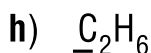
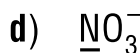
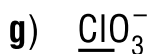
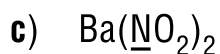
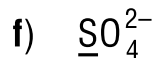
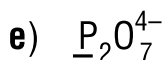
41. (UFSC) Considerando a polaridade das ligações e as estruturas moleculares, é CORRETO afirmar que:

- 01. O percentual de ligações iônicas é maior nas moléculas de HBr do que nas moléculas de HF.
- 02. A molécula de H_2O tem menor caráter polar que a molécula de H_2S .
- 04. A molécula de H_2O é polar, enquanto que a molécula de CO_2 é apolar.
- 08. A molécula do BF_3 tem três ligações polares, porém, a molécula é apolar.

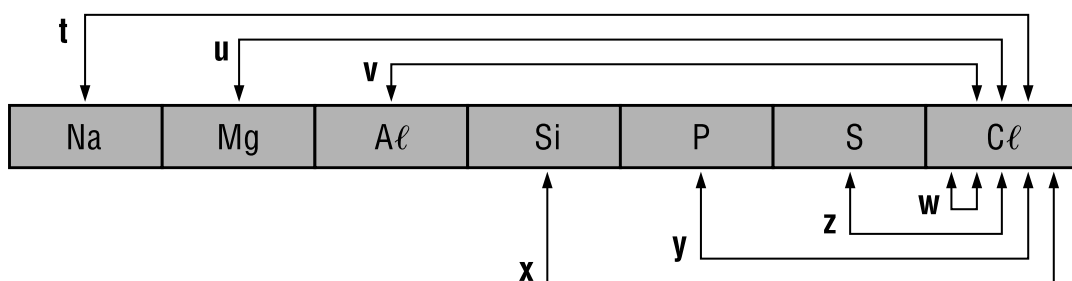
16. A molécula de NH_3 é mais polar que a molécula de CH_4 .

32. A molécula de CCl_4 é apolar, porém, a molécula de CHCl_3 é polar.

42. Dê os números de oxidação dos elementos sublinhados:



43. (UFC-CE) O esquema abaixo mostra que o elemento cloro combina-se com seu semelhante e com os demais elementos do 3º período da tabela periódica.



a) indique os compostos binários formados entre o cloro e cada um dos demais elementos do seu período.

b) Qual o composto que tem “cáráter iônico” mais acentuado e qual tem “caráter molecular”? Justifique.

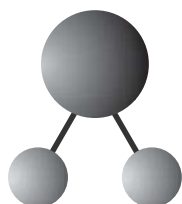
c) Dentre os compostos formados, como varia o ponto de fusão?

Substâncias Puras e Misturas

Cada arranjo formado entre os átomos pode dar origem a uma substância diferente. O número de elementos químicos oficialmente aceito até o momento é 109, mas o número de substâncias existentes é muito maior pois resultam de arranjos entre os elementos em diferentes proporções. São as substâncias que formam os materiais.

Substâncias

Substância pura ou espécie química: formada por “moléculas” com propriedades físicas e químicas idênticas, isto é, constituída por apenas um tipo de “moléculas”. Exemplo: água (H_2O) – contém apenas moléculas do tipo H_2O . Como as propriedades físicas e químicas são características de cada substância pura, a água, por exemplo, possui as seguintes propriedades:



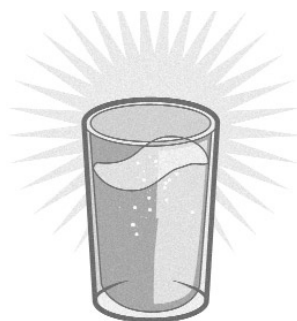
água
pura

Composição

11,1% de H
88,9% de O

Propriedades físicas

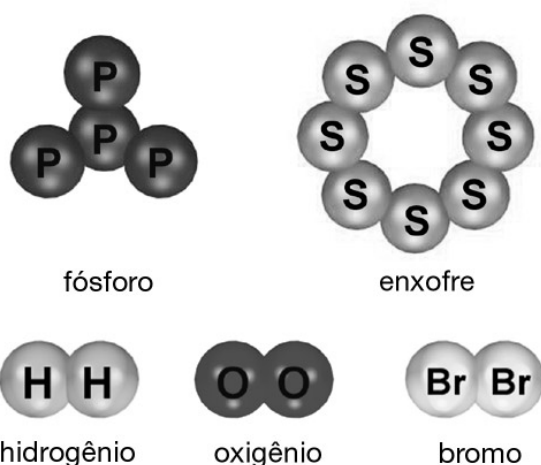
PF = 0°C (1 atm)
PE = 100°C (1atm)
 $d = 1\text{g/mL}$ (4°C)



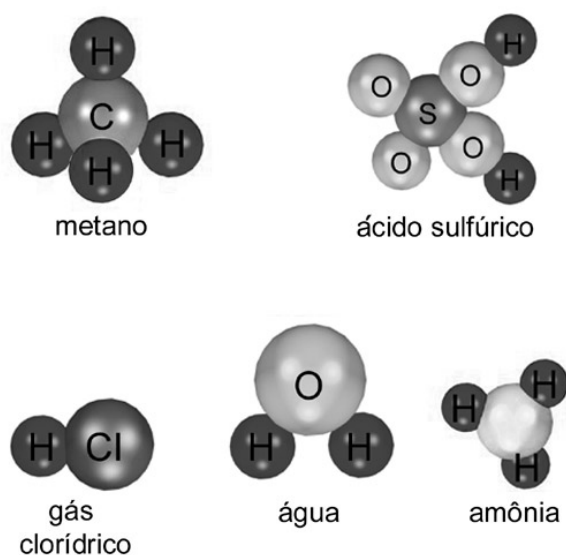
Se uma determinada amostra, supostamente de água, não possuir os valores de suas propriedades iguais aos mencionados, podemos dizer que não é água ou que ela não está pura.

As substâncias puras podem ser divididas em simples e compostas:

Substâncias puras simples: são formadas por átomos do mesmo elemento químico. Exemplos: gás hidrogênio (H_2) e gás oxigênio (O_2).



Substâncias puras compostas: são formadas por átomos de diferentes elementos. Exemplos: metano (CH_4), gás cloreto de hidrogênio (HCl), cloreto de sódio ($NaCl$) etc.



As substâncias compostas podem ser consideradas binárias, ternárias, quaternárias etc. dependendo do número de elementos que a constitui. Exemplos:

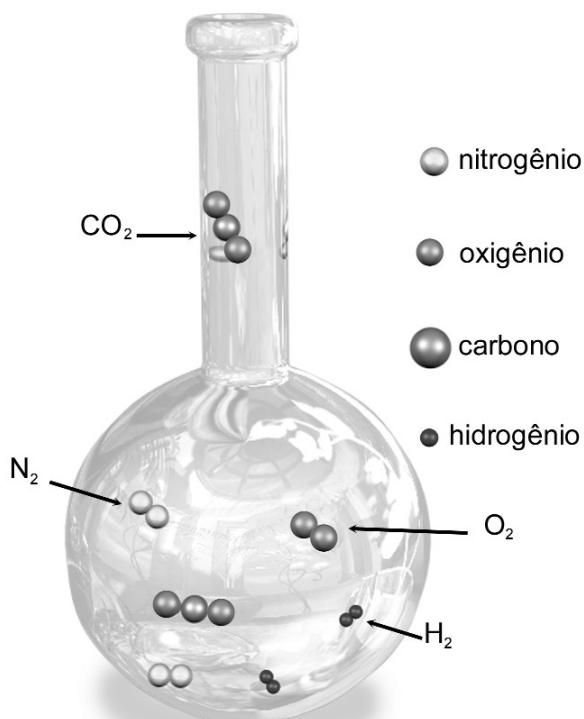
Binárias: água (H_2O), amônia (NH_3) etc.

Ternárias: ácido sulfúrico (H_2SO_4), glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), álcool etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) etc.

Quaternárias: bicarbonato de sódio (NaHCO_3) etc.

Misturas

Mistura: é o material constituído por duas ou mais substâncias puras. Por exemplo: o ar, que é composto por uma mistura de nitrogênio, oxigênio, gás carbônico, hidrogênio, oxigênio, ozona, gases nobres entre outros.



O ar, é uma mistura de diferentes espécies químicas

Outros exemplos de mistura

Ao contrário das substâncias puras, as misturas por terem composição variável possuem propriedades físicas e químicas variáveis.

Para indicarmos as substâncias puras, usamos fórmulas; para elementos químicos, usamos os símbolos; no entanto, para mistura não há representação específica. Comumente, indicam-se apenas seus componentes. Exemplo: mistura de água e açúcar; mistura de nitrogênio e gás carbônico etc.

Mistura	Principais componentes
Água do mar	Água, cloreto de sódio, outros sais
Vinagre	Água, ácido acético
Álcool hidratado	Etanol, água
Gás de bujão (GLP)	Propano, butano
Pólvora	Salitre, carvão, enxofre
Aço	Ferro, carbono
Latão	Cobre e zinco
Amálgama	Mercúrio e outro metal
Madeira	Celulose e muitos outros compostos orgânicos
Leite	Água, gorduras, proteínas, açúcares
Ouro 18 quilates	Ouro (75%), cobre (25%)

Componente é cada substância pura que constitui a mistura ou o sistema.

As misturas podem ser classificadas como homogêneas ou heterogêneas.

Misturas homogêneas (ou soluções): apresentam as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão; não há superfícies de separação. Exemplo: gasolina + álcool; água + açúcar etc.

Misturas heterogêneas: não apresentam as mesmas propriedades em todas as partes de sua extensão; é possível detectar-se pelo menos uma superfície de separação entre os componentes.

Exemplo: álcool + areia; azeite + água etc.

Sistemas

É uma porção limitada do Universo considerada como um todo para efeito de estudo (experimentação e observação).

Por exemplo, para estudar a substância água, o químico separa uma porção de material. Essa porção de água será chamada de sistema.

Os sistemas podem ser classificados em:

Homogêneos: apresentam as mesmas propriedades em toda a sua extensão. Exemplo: uma mistura de álcool e água.

Heterogêneos: não apresentam as mesmas propriedades em toda sua extensão. Exemplo: uma pedra dentro de um copo com água. Note que, para sistemas que apresentam substâncias durante a mudança de estado físico, o sistema não apresenta as mesmas propriedades em toda sua extensão, constituindo, assim, um sistema heterogêneo de um só componente. Exemplo: uma pedra de gelo durante a fusão apresenta uma parte sólida e outra líquida.

Os sistemas podem ainda ser classificados em *abertos*, quando realizam trocas de energia, de massa – com o meio externo –, ou *fechados*, quando essas trocas não ocorrem.

Fases de um sistema

Todo sistema heterogêneo é composto por um determinado número de fases.

Fases: são as diferentes porções homogêneas, limitadas por superfícies de separação, constituintes de um sistema.

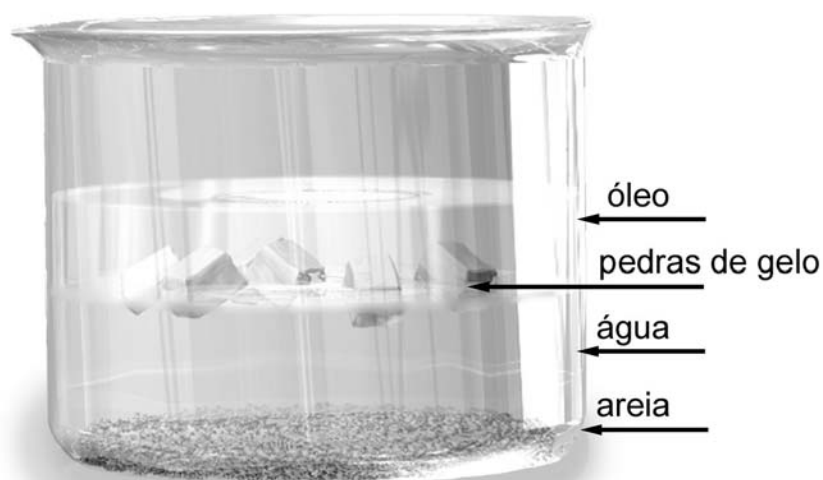
Os sistemas podem ser classificados em:

Monofásicos: constituídos por uma só fase. Exemplo: um pedaço de grafite, álcool 96°GL.

Bifásicos: formados por duas fases que não são necessariamente duas substâncias diferentes. Exemplos: água + areia, água líquida + vapor de água, chumbo durante a fusão, que apresenta a substância nos estados sólido e líquido.

Trifásicos: formados por três fases. Exemplo: água + areia + óleo.

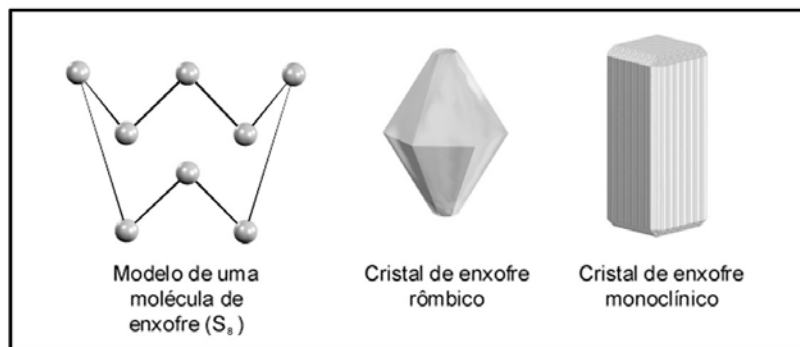
Polifásicos: formados por quatro ou mais fases. Exemplo: água + areia + óleo + pedras de gelo.



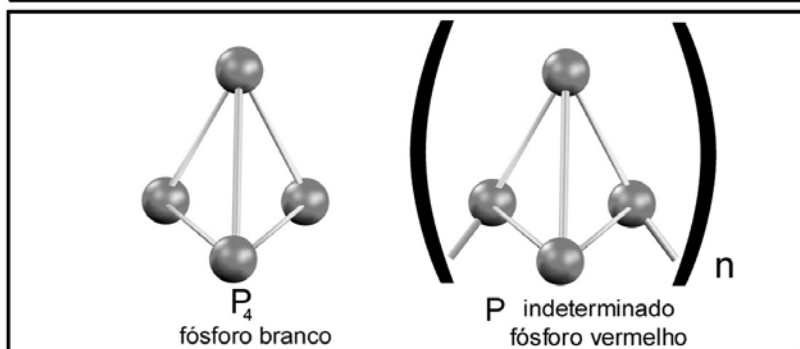
Alotropia

Fenômeno que consiste na formação de duas ou mais substâncias simples diferentes a partir de um mesmo elemento químico. Exemplos: elemento oxigênio O_2 (oxigênio) e O_3 (ozônio); elemento enxofre S_8 (enxofre rômico) e S_8 (enxofre monoclinico).

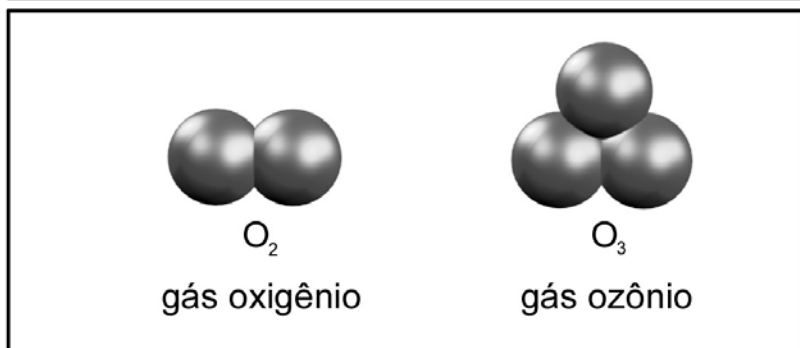
Os casos mais importantes de alotropia ocorrem com os elementos enxofre, fósforo, oxigênio e carbono.



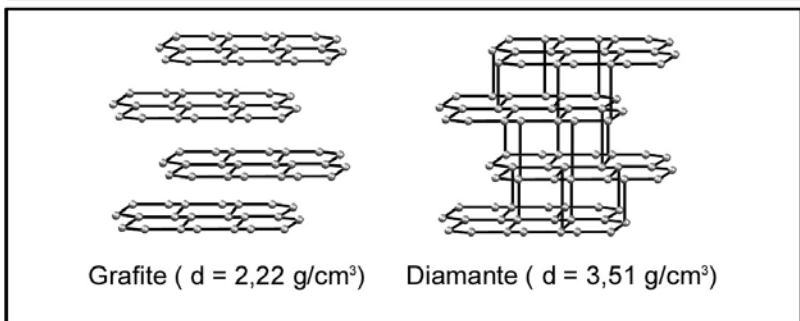
Os átomos de enxofre formam moléculas S_8 que podem se organizar na forma de cristais rômicos ou monoclinicos.



As moléculas de fósforo, P_4 , constituem o fósforo branco. Organizando-se em cristais formados de muitas moléculas, o fósforo é chamado de vermelho.



O elemento químico oxigênio pode formar duas espécies de substância simples: O_2 e O_3 .



Átomos de carbono formam as variedades alotrópicas grafite e diamante, que possuem propriedades distintas.

NOSSO ALIADO: O OZÔNIO

O ozônio, na baixa atmosfera, é um poluente, enquanto o ozônio na estratosfera é bom, pois nos protege dos raios ultravioletas do Sol.

O ozônio é um gás azul e possui um odor característico. Pode ser condensado formando um líquido também azul ou congelado como um sólido violeta escuro, mas isso raramente é feito, pois ambos são perigosamente explosivos. O ozônio consiste em três átomos de oxigênio unidos em uma molécula em forma de V; não é uma forma estável do oxigênio e rapidamente forma o oxigênio comum, com seus dois átomos. Esse processo é especialmente rápido na presença de catalisadores, como o carvão.

A palavra ozônio vem do grego ozein, que significa cheiro, havendo referências clássicas ao odor forte do ozônio durante tempestades. Podemos sentir frequentemente o odor de ozônio perto de equipamentos elétricos de alta voltagem e faíscas elétricas. Ele é um agente oxidante muito forte, motivo pelo qual é ótimo para destruir micróbios e pode ser encontrado em aparelhos purificadores de água por suas propriedades bactericidas. É também utilizado para preservar alimentos e pela indústria farmacêutica para fazer água esterilizada. Nesse processo, o ozônio é um desinfetante mais potente do que o gás cloro e poderá ser utilizado para esterilizar água para o consumo e piscinas. O ozônio é ideal para esterilizar a água para o resfriamento em usinas de força, onde o crescimento de bactérias interfere na transferência de calor e, desta forma, reduz a eficiência. Na França há 80 anos a ozonização tem sido o método preferido de tratamento de água para reser-

vatórios domésticos, havendo mais de 600 unidades em operação. O ozônio também está sendo usado para limpar a água do esgoto. Felizmente, nenhum dos usos mencionados acima polui a baixa atmosfera. Produtos químicos podem estar na moda, assim como roupas. O que numa época é admirado como fino, numa outra será rejeitado como tolo, e um bom exemplo disso é o ozônio. Todos os anos, no final do inverno, o ozônio na alta atmosfera reduz-se, e imediatamente nos preocupamos, pois esse gás protege a vida da Terra da perigosa radiação ultravioleta do Sol. Todo verão, aqui embaixo, na superfície terrestre, nos preocupamos com o aumento do ozônio no ar que respiramos, pois esse gás é prejudicial aos seres vivos.

AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

1. As substâncias puras simples apresentam na sua formação:
 - a) um ou mais elementos químicos iguais.
 - b) dois ou mais elementos químicos iguais.
 - c) um ou mais elementos químicos diferentes.
 - d) apenas um tipo de elemento químico.
 - e) dependerá da substância.

2. A diferença principal entre uma substância pura simples e uma substância pura composta é:
- a) o número de átomos.
 - b) os tipos de ligações.
 - c) os tipos de elementos químicos.
 - d) o número de ligações.
 - e) nenhuma das anteriores.
3. Classifique as substâncias de acordo com o número de elementos:
- a) CH_4
 - b) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
 - c) $\text{H}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
 - d) CH_3Cl
4. A água do mar filtrada é uma:
- a) mistura homogênea.
 - b) mistura heterogênea.
 - c) substância pura composta.
 - d) substância pura simples.
 - e) espécie química.
5. Qual é o número de fases e componentes dos sistemas a seguir:
- a) areia e água destilada
 - b) álcool, limalha de ferro e enxofre em pó.
 - c) água líquida com 3 cubos de gelo
 - d) estanho durante a fusão
6. Água, álcool, areia e acetona formam um sistema:
- a) monofásico.
 - b) bifásico.
 - c) trifásico.
 - d) polifásico.
 - e) n.d.a.
7. Água, álcool, areia e óleo formam um sistema:
- a) monofásico.
 - b) bifásico.
 - c) trifásico.
 - d) polifásico.
 - e) homogêneo.
8. Assinale o conjunto que forma mistura homogênea:
- a) água, areia, álcool.
 - b) quartzo, feldspato, mica.
 - c) álcool, éter, água.
 - d) álcool, éter, óleo.
 - e) álcool, éter, areia.

9. Uma porção de água líquida + gelo é um sistema heterogêneo considerado:
- a) uma substância pura composta.
 - b) uma substância pura simples.
 - c) uma mistura homogênea.
 - d) uma mistura heterogênea.
 - e) um sistema simples.
10. Diamante e grafite são _____ do elemento químico _____.
- a) alótropos, oxigênio.
 - b) isótopos, oxigênio.
 - c) alótropos, carbono.
 - d) isótopos, oxigênio.
 - e) isômeros, enxofre.
11. As fórmulas O_2 e O_3 , representam:
- a) isótopos diferentes.
 - b) isóbaros diferentes.
 - c) elementos químicos.
 - d) compostos químicos iguais.
 - e) formas alotrópicas diferentes.
12. A alotropia refere-se a:
- a) compostos binários.
 - b) elementos químicos.
 - c) ácidos.
 - d) bases.
 - e) sais.
13. (UFSC) Tanto o diamante como a grafita são formados apenas por átomos de carbono. Entretanto, diferem bastante na maioria de suas propriedades. Isso é explicado pelo fato de apresentarem diferentes:
- a) produtos de combustão.
 - b) estruturas cristalinas.
 - c) massas atômicas.
 - d) núcleos atômicos.
 - e) cargas elétricas.
14. (FCC-SP) Considere as seguintes frases relativas à mistura de substâncias.
- I. Os componentes podem estar presentes em quaisquer proporções.
 - II. O volume da mistura é a soma dos volumes dos componentes.
 - III. As misturas são sistemas polifásicos.

Das três frases, somente:

- a) I é sempre verdadeira.
- b) II é sempre verdadeira.
- c) III é sempre verdadeira.
- d) I e II são sempre verdadeiras.
- e) I e III são sempre verdadeiras.

15. (UFPA) Considerando-se a reação $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$ entre reagentes e produtos estão presentes:

- a) 2 substâncias simples e 2 compostas.
- b) 1 substância simples e 3 compostas.
- c) 3 substâncias simples e 1 composta.
- d) 4 substâncias simples.
- e) 4 substâncias compostas.

16. (Unifesp) Qual das afirmações a seguir é verdadeira?

- a) Uma substância pura é sempre simples.
- b) Uma substância composta é sempre impura.
- c) Uma mistura é constituída pelo mesmo tipo de moléculas.
- d) Uma substância pura pode apresentar duas fases.
- e) Uma mistura é sempre heterogênea.

17. (UFPI) Vinagre, ouro 18 quilates, salmoura e ozona são exemplos de:

- a) substância, substância, mistura, substância.
- b) mistura, substância, mistura, substância.
- c) mistura, mistura, substância, substância.
- d) mistura, mistura, mistura, substância.
- e) mistura, mistura, mistura, mistura.

18. O sistema constituído por água líquida, ferro sólido, gelo e vapor d'água apresenta:

- a) 3 fases e 3 componentes.
- b) 4 fases e 3 componentes.
- c) 4 fases e 2 componentes.
- d) 4 componentes e 6 fases.
- e) 2 fases e 2 componentes.

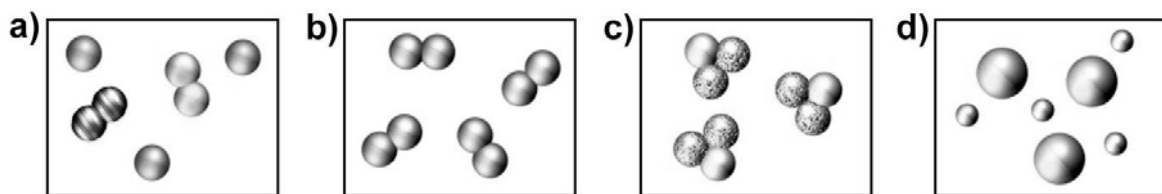
19. (UFPA) Uma aliança de ouro 18 quilates é constituída por 75% de ouro e 25% de cobre. Pode-se afirmar que esta peça é uma:

- a) solução sólida heterogênea.
- b) mistura homogênea.
- c) mistura heterogênea.
- d) substância composta.
- e) substância simples.

- 20.** (UFPB) Classificando-se como elemento (E), composto (C) e mistura (M) os seguintes itens: vinho, ozônio, gasolina, gelo e diamante, obtém-se respectivamente:
- a) M, C, M, C, E
 - b) M, E, M, C, E
 - c) M, C, M, C, C
 - d) C, E, M, C, E
 - e) C, M, M, E, E
- 21.** (UFMG) Recentemente, foi sintetizada uma nova forma alotrópica do carbono, que ficou conhecida como buckybola ou futeboleno.
- Essa forma alotrópica difere da grafita e do diamante em relação:
- a) à variedade de átomos ligados ao carbono.
 - b) ao modo como os átomos de carbono estão arranjados.
 - c) ao número de elétrons na camada de valência do átomo de carbono.
 - d) ao número de nêutrons no núcleo do átomo de carbono.
 - e) ao número de prótons no núcleo do átomo de carbono.
- 22.** (UFRS) Para separar convenientemente uma mistura de areia, sal de cozinha, gasolina e água, a seqüência de processos mais indicada é:
- a) decantação, catação e destilação.
 - b) floculação, filtração e decantação.
 - c) catação, filtração e evaporação.
 - d) filtração, catação e destilação.
 - e) filtração, decantação e destilação.
- 23.** O fósforo branco e o fósforo vermelho são:
- a) homólogos.
 - b) isômeros.
 - c) isótopos.
 - d) isóbaros.
 - e) alótropos.
- 24.** (UFMG) Com relação ao número de fases, os sistemas podem ser classificados como homogêneos ou heterogêneos. Todas as alternativas correlacionam, adequadamente, o sistema e sua classificação, exceto:
- a) água de côco/heterogêneo.
 - b) água do mar/homogêneo.
 - c) laranja/heterogêneo.
 - d) leite/homogêneo.
 - e) poeira do ar/heterogêneo.

- 25.** Considere um sistema homogêneo. Pode-se dizer que:
- Esse sistema é uma solução, qualquer que seja o número de componentes.
 - Esse sistema é uma substância pura, qualquer que seja o número de componentes.
 - Esse sistema será uma solução, se contiver mais de um componente e uma substância pura, se contiver apenas um componente.
 - Esse sistema pode apresentar mais de uma fase.
 - Esse sistema pode apresentar mais de uma fase, mas nunca mais de um componente.
- 26.** (UFPI) A água mineral sem gás é ...
- uma mistura heterogênea.
 - uma mistura homogênea.
 - uma substância pura.
 - um composto químico de fórmula H_2O .
 - um elemento químico de fórmula H_2O .
- 27.** (UFPE) Relacione a coluna da direita com a da esquerda, fazendo as correspondências adequadas:
- | | |
|--------------------------|-------------|
| 1) transformação física | () vapor |
| 2) transformação química | () vinagre |
| 3) substância pura | () ozônio |
| 4) mistura homogênea | () fumaça |
- Lendo, da primeira até a última, formar-se-á a seguinte sequência numérica:
- | | | |
|----------------|----------------|----------------|
| a) 4, 3, 2, 1. | c) 1, 3, 2, 4. | e) 2, 4, 1, 3. |
| b) 1, 4, 3, 2. | d) 3, 2, 1, 4. | |
- 28.** (UFBA) Considerando-se os sistemas:
- | | |
|---------------------|----------------------------|
| I) água e óleo. | III) hidrogênio. |
| II) álcool etílico. | IV) água e álcool etílico. |
- pode-se afirmar:
01. I, II, III e IV são, respectivamente, mistura heterogênea, substância composta, substância simples e mistura homogênea.
02. I é monofásico.

04. I pode ser separado, em seus constituintes, por processo de decantação.
08. II e III sofrem mudança de estado em temperatura constante.
16. IV apresenta as mesmas propriedades físicas e a mesma composição química em toda sua extensão.
- 29.** (UFSC) Um dos critérios utilizados pelos químicos para classificar as substâncias, está baseado no tipo de átomo que as constitui. Assim, uma substância formada por um único tipo de átomo é dita simples e aquela formada por mais de um tipo de átomo é denominada composta. Baseado nisso, escolha a(s) proposição(ões) que contém(êm) somente substâncias simples.
01. H_2O , HCl , CaO , MgS .
02. H_2 , Cl_2 , O_2 , Au .
04. NaCl , Na_2O , KCl , MgBr .
08. Ag , Fe , Na , K .
16. CH_4 , C_6H_6 , H_2 , O_2 .
32. H_2O , H_2 , NaCl , O_2 .
- 30.** (UnB-DF) Os diagramas representam modelos de substância simples, compostos e/ou misturas.



Julgue os itens a seguir:

01. A figura a mostra uma mistura de substâncias simples.
02. A figura b pode representar uma amostra de monóxido de carbono.
04. A figura c representa uma amostra de substância composta.
08. A figura d pode representar uma amostra de cloreto de hidrogênio.
16. A substância representada em b deve estar no estado sólido.

Métodos de Separação de Misturas

Para escolher entre os métodos de separação existentes, é preciso levar em consideração aspectos como velocidade de separação, custo e eficiência. Decidir entre os vários métodos é o objetivo a ser alcançado pelo conhecimento dos processos de fracionamento.

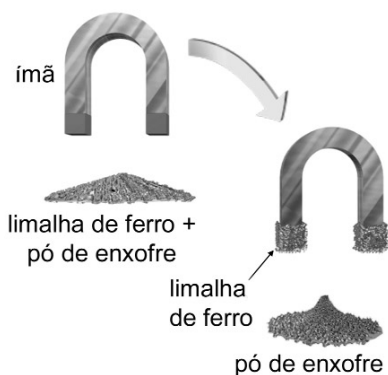
Separação de misturas

Análise imediata ou processo de fracionamento: é o conjunto dos processos mecânicos e físicos utilizados na separação das substâncias constituintes das misturas heterogêneas e homogêneas. Esses processos não alteram a natureza química das substâncias.

Métodos de separação de misturas heterogêneas (suspensões)

Os processos de análise imediata mais usados na separação e afastamento dos componentes de uma suspensão estão descritos a seguir:

Imantação ou separação magnética: método que utiliza as propriedades magnéticas de um material; portanto só é possível quando um dos componentes é atraído pelo ímã. Utilizado para separação de sólidos. Exemplo: limalha de ferro e enxofre.



Exemplo de separação magnética.

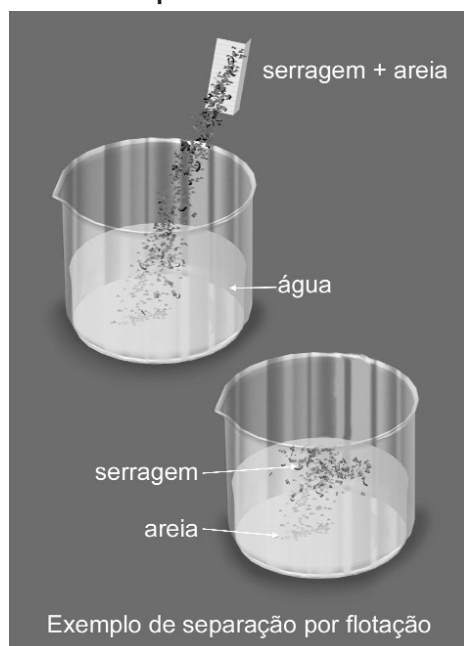
Catação ou escolha: separação dos componentes com a mão ou uma pinça. Utilizado para separação de sólidos relativamente grandes. Exemplos: separar pedaços de ferro de pedaços de zinco; grãos de feijão e pedras.



Peneiração ou tamização: processo mecânico feito por peneiras. Utilizado para separar um sólido de outro. Exemplo: mistura de areia grossa e areia fina.

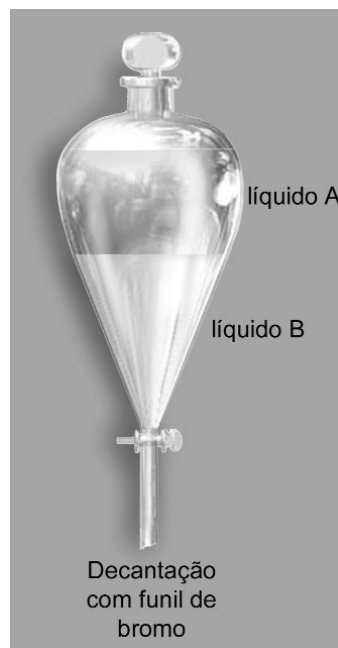


Levigação ou flotação: consiste em afastar duas fases sólidas por meio de um líquido de densidade intermediária. A fase menos densa flutua. Utilizado para separação de sólidos. Exemplo: mistura de areia e serragem na qual se adiciona água. A serragem flutua enquanto a areia fica no fundo do frasco.

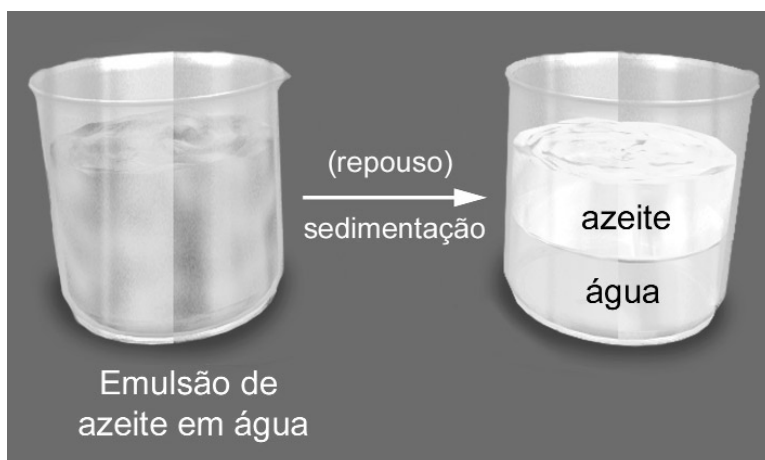


Ventilação: consiste em afastar uma fase sólida de outra por meio de um arraste por corrente de ar. Utilizado para separação de sólidos. Exemplo: casca e grãos de arroz.

Decantação: deixa-se a mistura em repouso para que a fase de maior densidade seja depositada no fundo do recipiente por ação da gravidade. Utilizado para separação de sólido em líquido, sólido em gás ou líquidos em líquido. Exemplos: areia e água; ar e poeira; água e óleo.

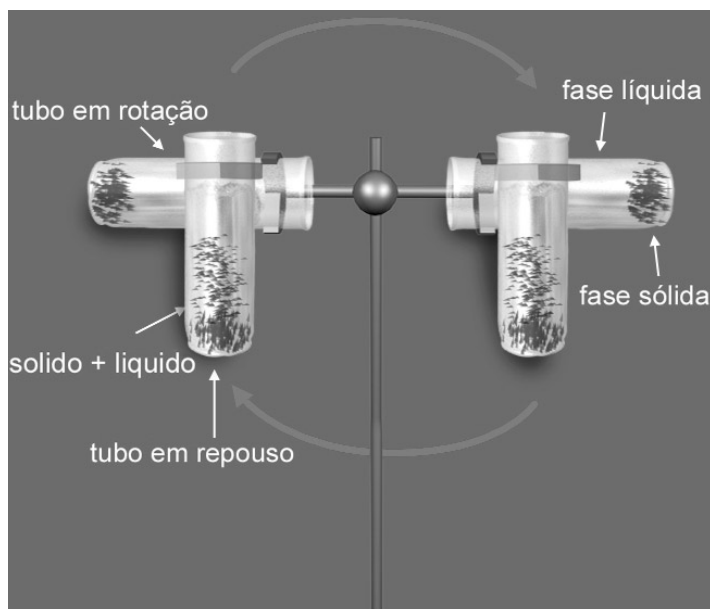


Separação natural ou sedimentação: deixando-se em repouso uma suspensão de areia em água, a areia deposita-se no fundo do frasco. Essa operação separa, mas não afasta as fases. Utilizada para separação de sólido em líquido e líquidos entre si. Exemplo: azeite e água.



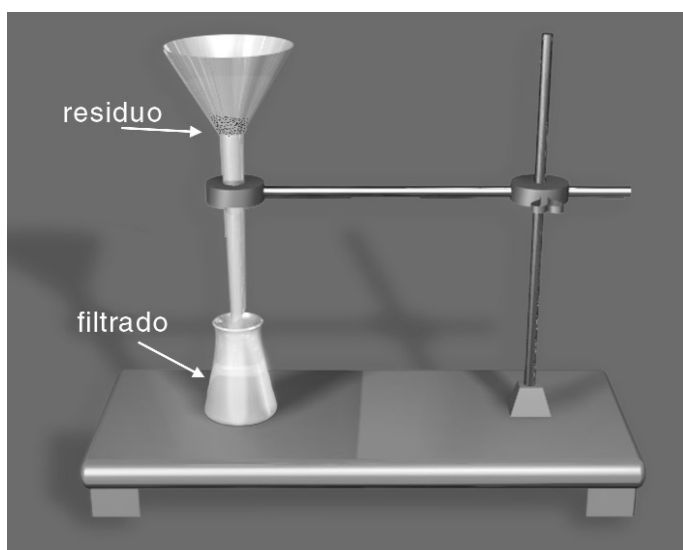
Centrifugação: é um processo mecânico, por meio do qual aumenta-se a força gravitacional e, portanto, acelera-se a sedi-

mentação. A centrífuga é um aparelho que pode ser manual ou elétrico, utilizado para separação de sólido em líquido, sólido em gases, ou líquidos entre si. Exemplos: fase sólida na análise bioquímica do sangue; talco em água.



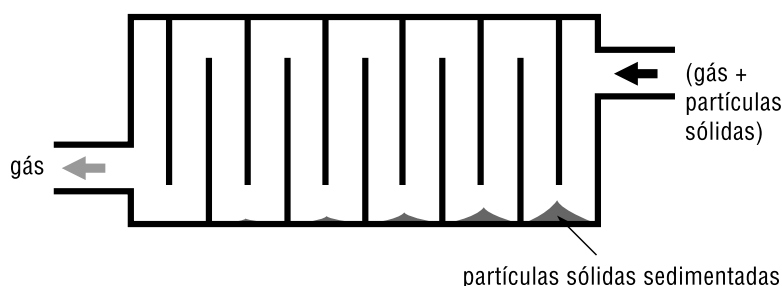
Aquecimento ou diminuição de pressão: é um processo que acelera a separação de gases em líquidos ou sólidos. Exemplo: água e cloro.

Filtração: afastamento da fase sólida de uma fase líquida por meio de uma superfície porosa. Exemplo: coar café.



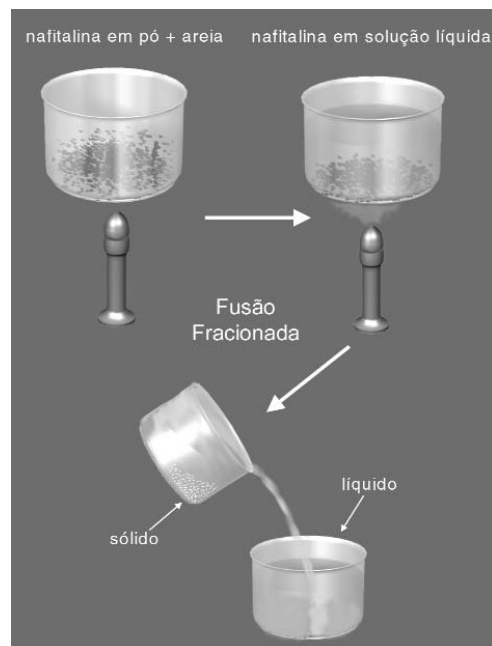
Câmara de poeira ou chicana: consiste em uma tubulação que contém em seu interior uma série de obstáculos. Forçando-se a mistura a passar pela abertura, os obstáculos reterão a fase sólida. Utilizado para separação de sólidos em gases. Exemplo: ar e poeira.

Decantação em chicana (câmara de poeira)



Dissolução fracionada ou seletiva: processo já descrito em misturas homogêneas. Utilizado para separação de sólidos. Exemplo: areia e cloreto de sódio.

Fusão fracionada: utilizada para separação de sólidos cujas temperaturas de fusão sejam bastante distintas. Exemplo: cloreto de sódio e naftalina em pó. A naftalina funde à temperatura muito menor que o cloreto de sódio. Quando a mistura é aquecida, a naftalina transforma-se em líquido e pode ser separada do cloreto de sódio sólido por filtração (mantendo-se a aparelhagem aquecida) ou decantação.



Naftalina transforma-se em líquido e pode ser separada do cloreto de sódio sólido por filtração (mantendo-se a aparelhagem aquecida) ou decantação.

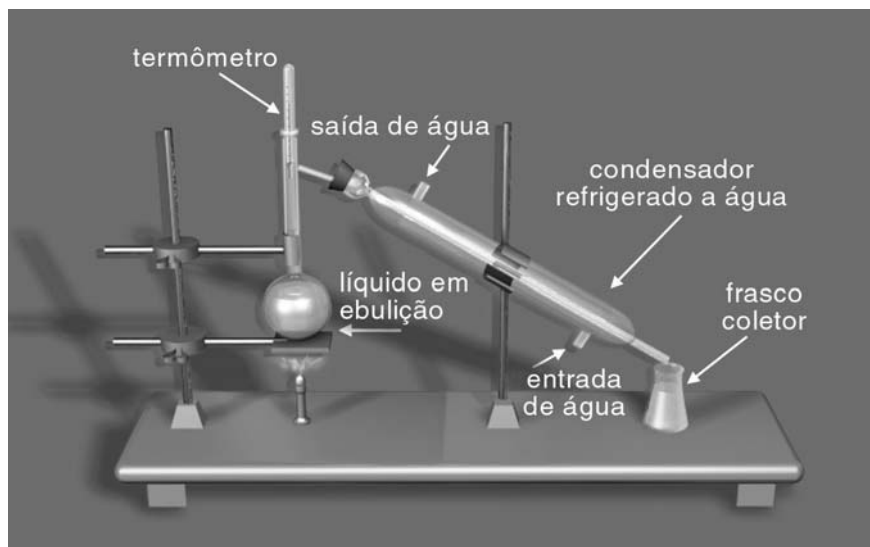
Sifonação: usada para separação de líquidos imiscíveis por meio da ação da gravidade. Utilizado para separação de líquidos. Exemplo: azeite e água.

Métodos de separação de misturas homogêneas (soluções)

Os processos de análise imediata mais usados na separação dos componentes de uma solução estão relacionados a seguir:

Fusão fracionada ou simples: como cada substância tem uma temperatura de fusão, ao se aquecer uma mistura sólida, o componente de menor ponto de fusão passa para o estado líquido enquanto os demais componentes permanecem no estado sólido. A mistura torna-se heterogênea e o líquido pode ser decantado. Portanto, esse método é utilizado na separação de sólido em sólidos. Exemplo: ouro e mercúrio de seus respectivos minérios.

Destilação fracionada ou simples: aquece-se a solução até que ela entre em ebulição. O componente de menor ponto de ebulição passa para o estado de vapor e se condensa ao entrar em contato com a superfície fria do condensador. Assim, separa-se um dos líquidos da mistura. A destilação simples é utilizada na separação de sólido em líquido (água e sal de cozinha), e a fracionada é usada para separação de líquido em líquido (água e álcool) e em misturas gasosas (gás oxigênio e nitrogênio).

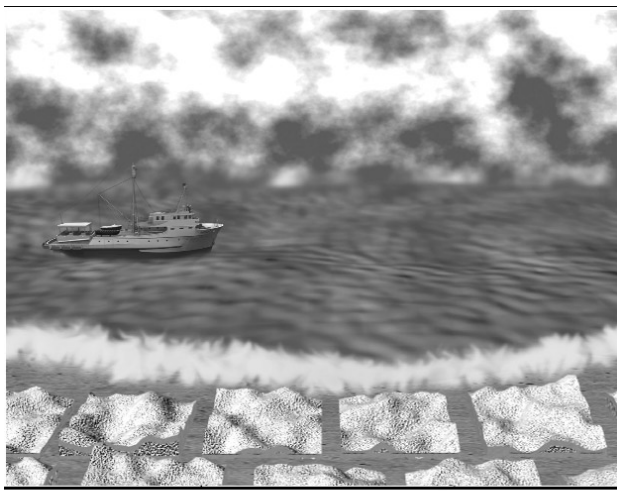


Dissolução fracionada ou simples: trata-se a solução sólida com um solvente que dissolva apenas um componente. Utilizado na separação do sólido dissolvido em sólidos. Exemplo: areia e sal.



Evaporação: deixando-se a solução exposta ao ar, a substância líquida evapora, restando apenas a substância sólida. Utilizado para separação de sólidos em líquidos (água e sal de cozinha, por exemplo) e líquidos em gases (água e gás cloro, por exemplo).

Cristalização: sob certas condições de temperatura e pressão, as substâncias tendem a organizar suas moléculas em pequenos sólidos cristalinos que se precipitam e se acomodam no fundo do recipiente. O cristal formado por solidificação resiste às variações de temperatura e pressão. Utilizado para separação de líquido em líquido.



Evaporação da água do mar em salinas

Exemplo: mistura de hidroperóxido de cumeno e hidroperóxido de butanona. O hidroperóxido de cumeno cristaliza-se em temperaturas e pressões elevadas, o de butanona, não. Se essas condições forem mantidas, é possível a separação.

Solidificação ou congelamento: a mistura é resfriada paulatinamente até que uma das substâncias se solidifique e, assim, separe-se do restante da solução. Durante esse processo, é necessário separar o material solidificado à medida que este for se formando, caso contrário ele poderá se solidificar com outro componente da mistura. Utilizado para separação de líquido em líquido. Por exemplo: separação de água e álcool.

Liquefação: é o processo inverso ao da solidificação. Utilizado para separar gases e sólidos em sólidos.

AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

1. Numa das etapas de seu tratamento, a água atravessa camadas espessas de areia e de cascalho. Essa etapa do tratamento é chamada de:
 - a) filtração.
 - b) decantação.
 - c) sedimentação.
 - d) centrifugação.
 - e) sifonação.
2. A separação de uma mistura de gasolina e água pode ser feita por meio de:

- a) filtração. c) sedimentação. e) tamização.
b) decantação. d) centrifugação.
3. Dentre os processos seguintes, qual seria utilizado para separar areia e cortiça em pó?
- a) filtração. c) flotação. e) sifonação.
b) decantação. d) centrifugação.
4. (Fatec-SP) Considere as misturas:
I. água e óleo;
II. água e cloreto de sódio;
III. água e areia.
Para separarmos completamente a água devemos usar, respectivamente:
- a) funil de separação, destilação simples e filtração.
b) filtração, destilação simples e funil de separação.
c) destilação simples, funil de separação e filtração.
d) filtração, destilação fracionada e levigação.
e) destilação fracionada, destilação simples e funil de separação.
5. A mistura de ferro e carvão poderá ser separada por meio de:
- a) filtração. d) centrifugação.
b) separação magnética. e) sifonação.
c) sedimentação.
6. Dentre os processos mencionados, qual é utilizado para separar areia e sal de cozinha?
- a) tamização e filtração. d) centrifugação.
b) peneiração e decantação. e) sifonação.
c) dissolução e evaporação.
7. Catação, ventilação, levigação e imantação são processos utilizados para separar respectivamente:
- a) feijão e arroz, palha dos grãos de arroz, serragem e terra, limalha de ferro de magnésio em pó.
b) serragem e areia, limalha de ferro de magnésio em pó, serragem e terra, feijão e arroz.
c) cortiça e terra, serragem e terra, feijão e arroz, limalha de ferro de magnésio em pó.
d) água do mar e água doce, serragem e areia, cortiça e terra, limalha de ferro de magnésio em pó.
e) n.d.a.

8. Industrialmente, a extração do cloreto de sódio a partir da água do mar é feita por:
- a) evaporação.
 - b) destilação.
 - c) filtração.
 - d) centrifugação.
 - e) sedimentação.
9. Para se obter água pura, a partir da água do mar, faz-se uma:
- a) evaporação.
 - b) destilação.
 - c) liquefação.
 - d) filtração.
 - e) sedimentação.
10. Separar ouro de uma liga de ouro e prata, nitrogênio do ar que respiramos e água da mistura água e álcool, requer os seguintes processos:
- a) fusão fracionada, destilação simples e cristalização.
 - b) solidificação, evaporação e liquefação.
 - c) fusão fracionada, liquefação e destilação.
 - d) destilação, liquefação e fusão fracionada.
 - e) destilação, destilação e fusão fracionada.
11. Analise a afirmação: a solução de água e açúcar é uma substância pura que pode ser separada por filtração simples.
12. Uma certa amostra de cloreto de sódio contém areia. Descreva um método que permita purificar o cloreto de sódio, de modo a se obter no final, o sal sólido.
13. Proponha um procedimento de separação dos componentes de uma mistura de três substâncias A, B e C, cujas solubilidades em água e acetona são indicadas na tabela a seguir:

Substância	Solubilidade em água	Solubilidade em acetona
A	solúvel	solúvel
B	insolúvel	solúvel
C	insolúvel	insolúvel

14. (UFPA) A um béquer contendo água juntaram-se cristais grandes de um corante vermelho. Depois de algum tempo os cristais se dissolveram, resultando em uma mistura homogênea, mesmo sem ser necessário agitá-la, pois:
- a) corantes vermelhos são muito energéticos.
 - b) o corante estava sob a forma de cristais grandes.

- 114

- a) densidade.
- b) ponto de ebulição.
- c) afinidade pelo hidrogênio.
- d) viscosidade.
- e) nenhuma das respostas anteriores.

21. Justifique a alternativa que você julgou correta.

22. Qual das seguintes afirmações é falsa no que diz respeito à evaporação do éter etílico?

- a) a evaporação é endotérmica.
- b) no gás, as moléculas são maiores.
- c) na mesma temperatura, a densidade do líquido é maior do que a do gás.
- d) durante a evaporação, a distância entre as moléculas aumenta.
- e) a composição química das moléculas é igual tanto no líquido como no vapor.

23. Explique por que a alternativa a está certa ou errada.

24. A maioria das substâncias químicas é encontrada na natureza sob a forma de misturas tais como: rochas, solo, gases da atmosfera, água do mar, minerais, alimentos, água dos rios etc. A separação de uma substância pode ocorrer, dependendo das características da mistura, de diferentes maneiras. Assim sendo:

01. a separação da água dos rios, lagos e mares, na formação da chuva, ocorre por destilação natural.

02. a separação do resíduo (pó de café) da solução de café é feita por filtração.

04. a separação do sal de cozinha da água do mar é feita por evaporação.

08. a separação da coalhada do leite é feita por decantação.

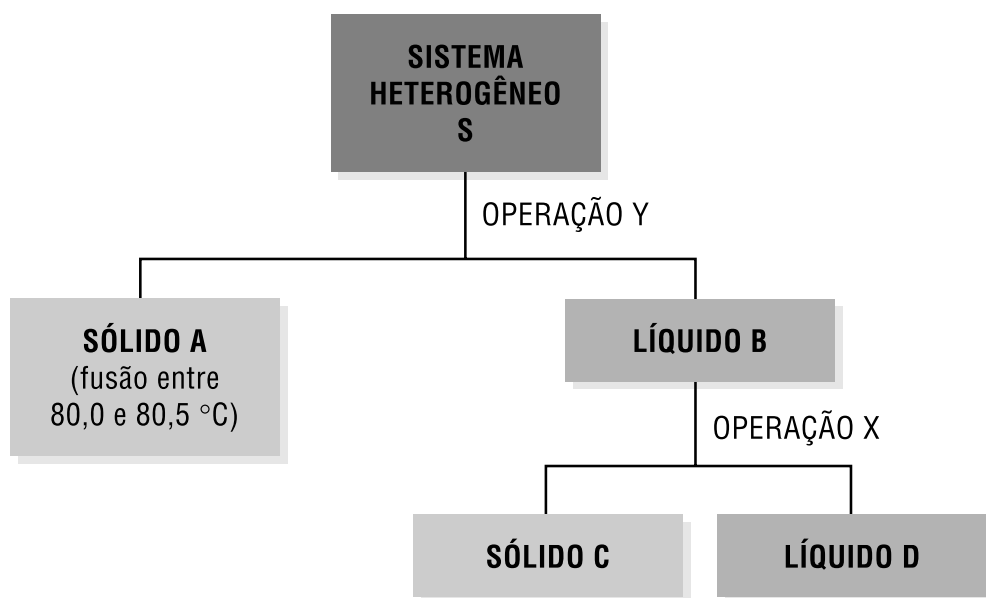
16. a retirada de uma mancha de gordura de uma roupa, usando sabão, é feita por filtração.

32. a separação dos gases das bebidas ocorre por evaporação.

25. (Unifesp) A separação dos componentes de uma solução aquosa homogênea de cloreto de sódio pode ser feita por:

- a) destilação.
- b) decantação.
- c) filtração.
- d) adição de mais água.
- e) adição de mais cloreto de sódio.

26. Tem-se uma mistura de cloreto de sódio e dióxido de silício (areia). Pesam-se 5g da mistura, adicionam-se 200 ml de água, agita-se bem e filtra-se. O resíduo no papel, após lavagem e secagem, pesou 3,25 g. Qual é a porcentagem de cloreto de sódio na mistura?
27. Um sistema heterogêneo, constituído por uma solução colorida e um sólido esbranquiçado, foi submetido ao seguinte processo de separação:



Com relação a esse processo, a afirmativa FALSA é:

- a) a operação X é uma filtração.
 - b) o líquido B é uma solução.
 - c) o líquido D é o solvente da solução contida no sistema original.
 - d) o sólido A contém grande quantidade de impurezas.
 - e) uma destilação produz o efeito da operação Y.
28. (Fuvest) Duas amostras de uma solução aquosa de CuSO_4 , de coloração azul, foram submetidas, respectivamente, às seguintes operações:

I. filtração através de papel de filtro.

II. destilação simples.

Qual é a coloração resultante:

a) do material que passou pelo filtro na operação I?

b) do produto condensado na operação II?

Justifique suas respostas.

29. (UnB-DF) Como você separaria uma solução de água e açúcar?

a) filtração.

c) flotação.

e) catação.

b) decantação.

d) destilação.

30. (UnB-DF) Explique por que a opção a está certa ou errada.

31. (Fuvest-SP) Qual dos seguintes processos poderia tornar a água do mar própria para beber?

a) filtração através do carvão ativo.

b) coagulação.

c) cloração

d) destilação.

e) filtração a vácuo.

32. (Fuvest-SP) Justifique a alternativa que você julgou correta.

33. Faça a associação que julgar correta

I. material formado por moléculas iguais.

II. material que apresenta um só aspecto ao microscópio.

III. flotação.

IV. dissolução fracionada.

V. destilação fracionada.

a) separa componentes com densidades diferentes.

b) substância pura.

c) sistema homogêneo.

d) separa componentes com pontos de ebulição diferentes.

e) separa componentes com solubilidades diferentes.

34. (UFRS) Para separar convenientemente uma mistura de areia, sal de cozinha, gasolina e água, a seqüência de processos mais indicada é:

a) decantação, catação e destilação.

b) floculação, filtração e decantação.

c) catação, filtração e evaporação.

d) filtração, catação e destilação.

e) filtração, decantação e destilação.

Principais Funções Inorgânicas I

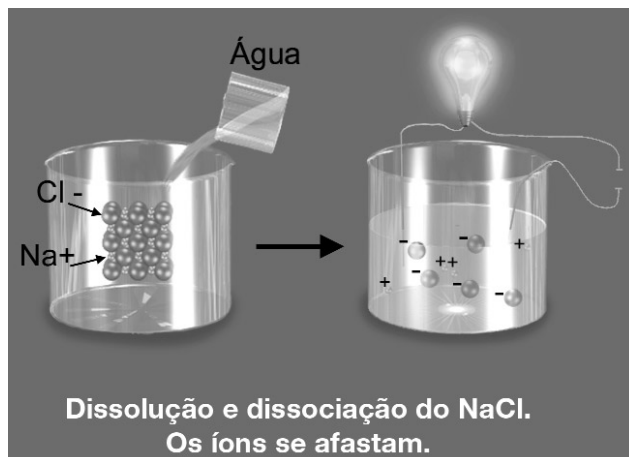
Ácidos e bases

Teoria de Arrhenius

A teoria de dissociação eletrolítica de Arrhenius (1884) surgiu quando ainda se acreditava que o átomo fosse maciço e desprovido de cargas elétricas (átomo de Dalton).

Testando a condutividade elétrica de soluções aquosas, (substâncias dissolvidas em água), Arrhenius constatou que uma solução de açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) dissolvido em água não conduzia corrente elétrica enquanto uma solução de água e cloreto de sódio (NaCl) sim. Sua explicação para essas observações era de que o açúcar dissolvido em água não sofria dissociação em íons, enquanto o sal se dissociava. Como os íons possuem cargas elétricas, eles poderiam conduzir a corrente.

Hoje se sabe que a diferença entre as substâncias utilizadas está na ligação entre seus átomos. Enquanto no açúcar as ligações são covalentes, no sal elas são iônicas. Colocando essas substâncias na água, ocorrem dois fenômenos distintos: a dissolução de ambos e a dissociação apenas do sal.



Dissociação iônica

Se uma substância formada por ligações iônicas for colocada na água, ela pode ou não se dissolver. Sendo solúvel, o retículo cristalino do sólido se rompe e seus íons separam-se no solvente, podendo se movimentar livremente. Essa liberdade possibilita a condução da corrente elétrica. É o que ocorre com o sal na água.

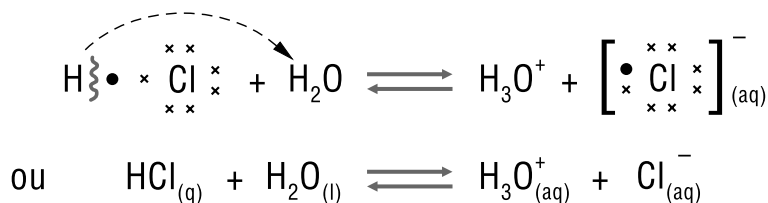
Representando o fenômeno por uma equação, temos:



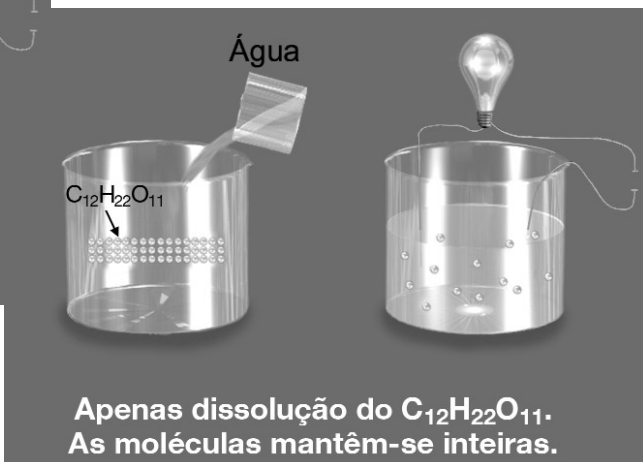
No estado sólido, no entanto, as substâncias iônicas não conduzem corrente elétrica porque os íons não possuem mobilidade. Somente quando fundidas elas são condutoras pois, em estado líquido, os íons podem se movimentar.

Ionização

Algumas substâncias formadas por ligações covalentes, se forem solúveis ou miscíveis em água, podem dar origem aos íons. Isso se deve à *ionização*. Em água, as substâncias moleculares polares podem se quebrar de forma desigual originando íons.



A quebra desigual produz íons H^+ que se unem às moléculas de água formando os íons hidrônio H_3O^+ e íons Cl^- .



Quanto mais moléculas se quebrarem, melhor será a condução da corrente elétrica, pois haverá mais íons em solução.

Grau de dissociação e ionização (α)

Serve para avaliar a quantidade de íons que se formam na dissociação ou ionização. É uma medida da extensão da formação de íons em solução e pode ser obtido por:

$$\alpha = \frac{\text{número de "moléculas" dissociadas/ionizadas}}{\text{número inicial de moléculas}}$$

Na prática, utiliza-se essa medida em porcentagem:

$$\alpha\% = \alpha \cdot \times 100\%$$

Quanto maior é o valor de α , melhor condutora é a solução, pois haverá maior quantidade de íons.

As soluções condutoras são chamadas de *eletrolíticas*; as que não conduzem são chamadas de *não-eletrolíticas*. As substâncias condutoras são conhecidas como *eletrólitos*.

Saiba mais

A TEORIA DA DISSOCIAÇÃO IÔNICA DE ARRHENIUS

Sabe-se que para preparar uma mistura com temperatura mais baixa que a do próprio gelo basta acrescentar sal de cozinha. Esse processo baixa seu ponto de congelamento e essa diminuição é proporcional à quantidade de substância dissolvida. Para as que conduzem corrente elétrica (eletrólitos), como o cloreto de sódio é dissolvido na água, pode-se calcular a quantidade de moléculas em solução e, portanto, quanto será o ponto de congelamento de sua solução. O que se observa é que o ponto de congelamento real é duas vezes mais baixo que o calculado. Um estudante de química sueco, Svante Augustus Arrhenius (1859-1927), decidiu que a maneira lógica de explicar o assunto seria supor que as moléculas de cloreto de sódio poderiam partir-se em dois fragmentos de cargas elétricas opos-

tas. Esses fragmentos foram chamados de íons por Faraday em 1921. Íon é uma palavra que significa viajante. E é isso mesmo o que os íons fazem: “viajam” dentro das soluções promovendo o transporte de cargas elétricas. Em 1884, Arrhenius apresentou sua teoria da dissociação iônica como tese para o seu Ph.D. Não foi aceita com muito entusiasmo, pois os químicos acreditavam há um século que os átomos eram descaracterizados, indestrutíveis e imutáveis, desde que o modelo de Dalton havia sido aceito. O pensamento de que os átomos carregavam cargas elétricas, emprestou-lhe características e uma estrutura, o que era difícil de ser aceito. Porém, a teoria de Arrhenius fazia sentido de todas as outras maneiras; por isso recebeu uma nota de aprovação mais baixa possível. Em 1903, quando foram feitas descobertas importantes sobre a estrutura atômica, essa mesma tese deu a Arrhenius um Prêmio Nobel.

Funções inorgânicas

Ao classificar uma substância química como pertencente a uma função, é possível prever seu comportamento e, dessa forma, utilizá-la com segurança. A forma adequada de trabalhar com um material é uma informação útil quer seja em um laboratório ou em uma atividade cotidiana.

Ácidos, por exemplo, são utilizados como líquido de bateria de automóvel, tempero de saladas, limpador de superfícies etc. Para trabalhar com ácidos é importante ter noções de suas propriedades, como a possibilidade de conduzir corrente elétrica, o sabor azedo ou a capacidade de reagir com outras substâncias. Conhecendo essas propriedades é possível tomar medidas de segurança no seu manuseio assim como resolver problemas de aplicação em outras situações.

Bases, como a soda cáustica e a barrilha, são utilizadas nas formulações de sabões, detergentes, removedores, desentupidores de encanamento. Mais uma vez estamos fazendo uso de suas propriedades como a possibilidade de reação com gorduras e de seu poder de corrosão. Conhecendo essas propriedades, podemos tomar

precauções na sua utilização: luvas, óculos de segurança e máscaras, por exemplo.

Função química: é o conjunto de substâncias que apresentam propriedades químicas semelhantes, chamadas de propriedades funcionais. O que confere as propriedades às substâncias participantes de uma mesma função é sua capacidade de reagir. Substâncias que reagem da mesma forma quando colocadas em uma mesma situação geralmente pertencem à mesma função. Por exemplo, todas as bases reagem com ácidos resultando em sais.

Nesse e no próximo capítulo estudaremos as principais funções inorgânicas: ácidos, bases, sais e óxidos.

Ácidos

Conceito de Arrhenius

Ácidos são substâncias que, em solução aquosa, produzem:

- cátions, que são sempre e exclusivamente H_3O^+ ou, simplificada, H^+ e
- ânions, cuja natureza varia de um ácido para outro.

Exemplo: ácido bromídrico



Reação de ionização ou apenas ionização: toda reação entre moléculas que produz íons.

Propriedades funcionais

Ácidos são substâncias que apresentam as seguintes propriedades funcionais:

- hidrogênio em sua composição;
- sabor azedo;
- mudam a cor dos indicadores ácido-base;
- o papel de tornassol azul fica vermelho;
- a solução de fenolftaleína permanece incolor em sua presença;

- a solução de alaranjado-de-metila passa de levemente alaranjado para fortemente alaranjado;
- intensifica as cores sensíveis ao meio ácido nos papéis de pH;
- conduzem corrente elétrica quando em solução aquosa;
- reagem com bases formando sais e água;
- corróem metais, apresentando maior ou menor velocidade de corrosão em função da força e da concentração do ácido.

Classificação dos ácidos

Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis na molécula

Um ácido pode ser composto por hidrogênio ácido ou ionizável ou por hidrogênio não-ionizável.

Hidrogênio ionizável ou *hidrogênio ácido* é o átomo de hidrogênio existente na molécula do ácido que pode ser substituído por metal. Exemplo: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. O hidrogênio do ácido é ionizável porque, pela reação, ele pode ser substituído pelo metal sódio.

Monoácidos ou ácidos monopróticos: possuem 1 hidrogênio ionizável. Exemplo: HCl , HNO_3 .

Diácidos ou ácidos dipróticos: possuem 2 hidrogênios ionizáveis. Exemplos: H_2SO_4 , H_2SO_3 .

Triácidos ou ácidos tripróticos: possuem 3 hidrogênios ionizáveis. Exemplo: H_3PO_4 .

Tetrácidos ou ácidos tetrapróticos: possuem 4 hidrogênios ionizáveis. Exemplo: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

Os diácidos, triácidos e tetrácidos são *poliácidos*.

Exceções: H_3PO_3 , diácido, e H_3PO_2 , monoácido.

Quanto à presença do oxigênio na sua composição

- *Hidrácidos*: não apresentam oxigênio. Exemplos: HBr , HF , HCN .
- *Oxiácidos*: apresentam oxigênio. Exemplos: HNO_3 , H_3PO_4 .

Quanto ao grau de ionização (α)

Segundo essa classificação, os ácidos podem ser: *fortes*, *semi-fortes* ou *fracos*.

A reação de ionização é reversível, isto é, ocorre nos dois sentidos indicados pelas setas da equação seguinte.

Quando a maior parte das *moléculas dissolvidas em água está na forma de íons*, temos uma reação com sentido de ionização predominante. Nesse caso, o ácido será considerado forte. Exemplo:



Muitos íons e poucas moléculas HCl, considerado ácido forte.

Em outros casos, a reação é predominante no sentido oposto ao da ionização, isto é, a maioria das moléculas dissolvidas na água estão na forma não-ionizada. Exemplo:



Poucos íons e muitas moléculas HCN; considerado ácido fraco.

De um modo geral, de acordo com o valor de α , os ácidos podem ser assim classificados em:

Fortes ou muito fortes



Semifortes



Fracos



Regras para determinação da força de um ácido

- *Oxiácidos*

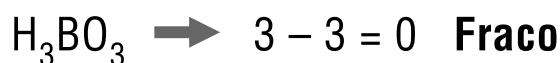
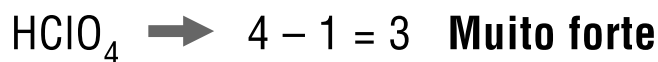
Quanto maior é a diferença entre o número de oxigênios e o número de hidrogênios, mais forte é o ácido. Representando o oxiácido por H_nEO_m , temos:

$m - n = 3 \rightarrow$ ácido muito forte

$m - n = 2 \rightarrow$ ácido forte

$m - n = 1 \rightarrow$ ácido semiforte

$m - n = 0 \rightarrow$ ácido fraco



Exceção: ácido carbônico (H_2CO_3) é considerado ácido fraco, apesar de $m - n = 1$.

- *Hidrácidos*

Para os hidrácidos, ácidos não-oxigenados, não há uma regra para determinação da força, porém os hidrácidos fundamentais são classificados da seguinte forma:

Fortes: HCl, HBr, HI;

Semifortes: HF;

Fracos: H_2S , HCN e os demais.

Volatilidade

A volatilidade é a propriedade que algumas substâncias apresentam de se tornarem gás ou vapor. Isso ocorre com ácidos que apresentam temperatura de ebulição relativamente baixa ou próxima à ambiente. Ácidos com temperaturas de ebulição altas são chamados fixos.

Voláteis: HCN, HCl, HBr, HI, HF, HNO_3 , H_2S

Não-voláteis ou fixas: os demais

Nomenclatura dos ácidos

Regras

1. Ácidos não-oxigenados: HnX

nome de X + ídrico.

Exemplo: HF – ácido fluorídrico.

Nota: A rigor, HF é o flureto de hidrogênio e $\text{HF}_{(\text{aq})}$ é o ácido fluorídrico. Isso quer dizer que HF só se transformará em ácido após ser colocado na água. Por questão de simplicidade, usam-se as mesmas fórmulas para os ácidos e para as substâncias que originam ácidos quando colocadas em água.


2. Ácidos oxigenados H_nEO_m com elemento central não-metálico

• Ácidos do mesmo elemento E com diferentes números de oxidação:

Para a família VIIA da tabela periódica:

ácido	HIPO	+	nome de E	+	OSO	
ácido			nome de E	+	OSO	
ácido			nome de E	+	ICO	
ácido	PER	+	nome de E	+	ICO	

Para elementos que não pertencem à família VIIA:

ácido	HIPO	+	nome de E	+	OSO	
ácido			nome de E	+	OSO	
ácido			nome de E	+	ICO	

Exemplos:

1. Da família VIIA:

HClO_4 +7	—	ácido perclórico
HClO_3 +5	—	ácido clórico
HClO_2 +3	—	ácido cloroso
HClO +1	—	ácido hipocloroso

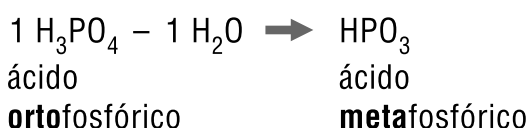
2. Fora da família VIIA:

H_2SO_4 +6	—	ácido sulfúrico
H_2SO_3 +4	—	ácido sulfuroso
H_3PO_4 +5	—	ácido fosfórico
H_3PO_3 +3	—	ácido fosforoso
H_3PO_2 +1	—	ácido hipofosforoso

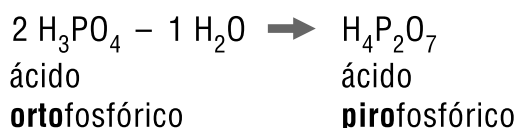
• Ácidos de um mesmo elemento E com o mesmo número de oxidação, porém com diferentes graus de hidratação:

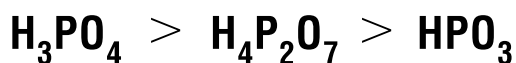
1 ORTO – 1 H₂O → 1 META

Exemplos:



2 ORTO – 1 H₂O → 1 PIRO





← aumenta o grau de hidratação

O prefixo *orto* é comumente omitido. Assim, o ácido ortofosfórico é chamado simplesmente de fosfórico.

3. Ácidos oxigenados H_nEO_m com elemento central metálico

Ácidos do Mn :	H_2MnO_3 ácido manganoso	H_2MnO_2 ácido mangânico	HMnO_4 ácido permangânico
Ácidos do Cr :	H_2CrO_4 ácido crômico	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ácido pirocômico (ou dicrômico)	
Ácidos do Sn :	H_2SnO_2 ácido estano	H_2SnO_3 ácido estânico	

4. *Ácidos complexos*: apresentam íons de metais e de não-metais na mesma fórmula. Se forem hidrácidos, obedecem a regra 1.

Exemplos: ácido ferrocianídrico, $\text{H}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, e ácido ferricianídrico, $\text{H}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Nomenclatura dos ânions dos ácidos

Ânions normais: são os que não têm H ionizável, isto é, ânions resultantes da ionização do ácido.

Mudando as terminações dos nomes dos ácidos, obteremos a nomenclatura dos ânions. Dessa forma:

	Terminação do ácido	Terminação do ânion
HIDRÁCIDOS	ÍDRICO	ETO
OXIÁCIDOS	OSCO	ITO
	ICO	ATO

Exemplos de ácidos com suas equações de ionização simplificadas			
Ácido		Ânion	
1) H₂SO₄ ácido sulfúrico	H_2O \rightleftharpoons	2H⁺ + SO₄²⁻ ânion sulfato	
2) HCl ácido clorídrico	H_2O \rightleftharpoons	H⁺ + Cl⁻ ânion cloreto	
3) HNO₂ ácido nitroso	H_2O \rightleftharpoons	H⁺ + NO₂⁻ ânion nitrito	
4) HNO₃ ácido nítrico	H_2O \rightleftharpoons	H⁺ + NO₃⁻ ânion nitrato	
5) H₃PO₄ ácido fosfórico	H_2O \rightleftharpoons	3H⁺ + PO₄³⁻ ânion fosfato	
6) H₃PO₃ ácido fosforoso	H_2O \rightleftharpoons	2H⁺ + HPO₃²⁻ ânion fosfito	
7) H₃PO₂ ácido hipofosforoso	H_2O \rightleftharpoons	1H⁺ + H₂PO₂⁻ ânion hipofosfito	
8) HCN ácido cianídrico	H_2O \rightleftharpoons	1H⁺ + CN⁻ ânion cianeto	

Hidrogeno-ânions: são os que apresentam um ou mais H não-ionizáveis. Resultam da ionização parcial dos ácidos. Exemplos:

CO₃²⁻ → carbonato

HCO₃⁻ → hidrogeno carbonato ou carbonato ácido ou bicarbonato

PO₄³⁻ → fosfato

HPO₄²⁻ → mono-hidrogeno fosfato ou fosfato monoácido

H₂PO₄⁻ → di-hidrogeno fosfato ou fosfato diácido

SO₄²⁻ → sulfato

HSO₄⁻ → hidrogeno sulfato ou sulfato ácido ou bissulfato

SO₃²⁻ → sulfito

$\text{HSO}_3^- \rightarrow$ hidrogeno sulfito ou sulfito ácido ou bissulfito

$\text{S}^{2-} \rightarrow$ sulfeto

$\text{HS}^- \rightarrow$ hidrogeno sulfeto ou sulfeto ácido ou bissulfeto

Bases ou hidróxidos

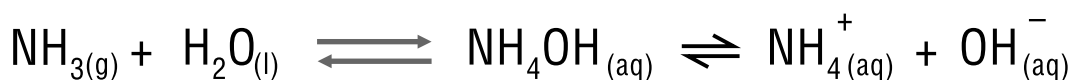
Conceito de Arrhenius

Bases são substâncias que, em solução aquosa, liberam exclusivamente os ânions OH^- (hidroxila). Os cátions, liberados também nesse processo, variam de uma base para outra.

Exemplo: hidróxido de sódio.



Dentre as principais bases, somente o hidróxido de amônio resulta de uma ionização. As demais, resultam da dissociação iônica dos respectivos hidróxidos, quando dissolvidos em água.



Propriedades funcionais

- Presença do ânion hidroxila (OH^-).
- Com exceção dos hidróxidos de alcalinos, todas as demais bases se decompõem com o calor com relativa facilidade.
- Apresentam sabor adstringente.
- Mudam a cor dos indicadores: o papel de tornassol vermelho fica azul e a solução de fenolftaleína, quando incolor passa para vermelho.
- Conduzem corrente elétrica quando dissolvidas em água.
- Reagem com os ácidos, originando sais e água.

Classificação das bases

Quanto ao número de hidroxilas

Monobases: possuem 1 grupo OH^- . Exemplo: NaOH .

Dibases: possuem 2 grupos OH^- . Exemplo: $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Tribases: possuem 3 grupos OH^- . Exemplo: $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Tetrabases: possuem 4 grupos OH^- . Exemplo: $\text{Pb}(\text{OH})_4$.

Quanto à força

Fortes: as que têm como cátion metais alcalinos e alcalino-terrosos, exceto o $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Exemplos: NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Fracas: as demais, incluído o NH_4OH . Exemplo: $\text{Pb}(\text{OH})_4$.

Quanto à solubilidade

Solúveis: a do cátion amônio e as de metais alcalinos.

Pouco solúveis: as de metais alcalino-terrosos, exceto o $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Insolúveis: as demais, incluindo o $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Os hidróxidos dos metais de uma mesma família têm a solubilidade aumentada à medida que crescem os seus números atômicos (de cima para baixo na tabela periódica).

O hidróxido de amônio, NH_4OH , é a única base fraca e solúvel.

Quanto à estabilidade

Excetuando-se as bases de alcalinos e alcalino-terrosos, as demais são estáveis somente em meio aquoso pois, retirando-se o solvente água, elas se decompõem.

Exemplo:



Nomenclatura das bases

Os nomes das bases são atribuídos com referência aos cátions que as originam.

- Fórmula genérica de uma base: $M(\text{OH})_n$

n representa o número de grupos OH^- necessários para neutralizar a carga elétrica do cátion M .

- Nomenclatura:

Para atribuímos nome às bases, basta acrescentar o nome do metal depois da expressão “hidróxido de”.

hidróxido de metal M

Exemplos: NaOH — hidróxido de sódio; Ca(OH)_2 — hidróxido de cálcio.

No caso do metal formar mais de um hidróxido, indica-se o número de oxidação do metal no respectivo hidróxido.

Exemplos: Fe(OH)_2 , hidróxido de ferro II; Fe(OH)_3 , hidróxido de ferro III.

Há ainda uma nomenclatura antiga, onde são utilizadas as terminações *oso* e *ico*, indicando o menor e o maior nox, respectivamente.

Exemplos: Fe(OH)_2 — hidróxido ferroso e Fe(OH)_3 — hidróxido férrico.

Nomenclatura dos cátions

Na dissociação das bases, formam-se cátions diferentes do H^+ . O nome dos cátions metálicos é o mesmo do metal. Quando um metal apresentar diferentes números de oxidação, indica-se o nox por algarismos romanos ou ainda, o menor nox por *oso* e o maior por *ico*.

Exemplos: Na^+ (cátion sódio), Ag^+ (cátion prata), Hg^{2+} (cátion mercúrio II ou mercúrico), Au^{3+} (cátion ouro III ou cátion áurico).

AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

1. Colocando-se 1200 “moléculas” da substância AB na água, verifica-se que 900 delas sofreram dissociação. Calcule o grau de dissociação.
2. Qual das substâncias a seguir seria melhor condutora em água, sabendo que:
 - a) 1/4 das moléculas estão ionizadas.
 - b) 50% das moléculas estão ionizadas.
 - c) Restam 3/8 de moléculas que não se dissociaram.
 - d) 0,75% das moléculas estão ionizadas.
 - e) Restam 1/4 de moléculas não-ionizadas.
3. O ácido que corresponde à classificação de monoácido é:
 - a) HNO_3
 - b) H_2SO_4
 - c) H_3PO_4
 - d) H_2S
 - e) H_2SO_3

4. Em relação à presença de oxigênio na composição de um ácido, podemos classificá-lo como:
- a) hidrácido e oxiácido. d) hidrácido e base.
 - b) hidrácido e óxido. e) triácido e tetraprótico.
 - c) óxido e monoácido.
5. A alternativa que apresenta os ácidos em ordem crescente de suas forças (grau de ionização) é:
- a) H_3PO_4 , H_2SO_4 , HClO_4 , H_3BO_3
 - b) H_3PO_4 , HClO_4 , H_3BO_3 , H_2SO_4
 - c) H_3BO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 , HClO_4
 - d) H_3PO_4 , HClO_4 , H_2SO_4 , H_3BO_3
 - e) H_3PO_4 , H_3BO_3 , H_2SO_4 , HClO_4
6. Assinale certo (C) ou errado (E):
- I) O prefixo per, na nomenclatura dos ácidos, significa maior número de oxidação.
 - II) O sufixo oso, na nomenclatura dos ácidos, significa maior número de oxidação que o sufixo ico.
 - III) O prefixo hipo, na nomenclatura dos ácidos, significa menor número de oxidação.
7. O ácido metafosfórico difere do ácido ortofosfórico:
- a) pela valência do fósforo.
 - b) pelo grau de oxidação do fósforo.
 - c) pelo grau de hidratação.
 - d) pelo anidrido que lhe dá origem.
 - e) não há diferença entre os dois.
8. Associe:
- | | |
|--------------------|----------------------|
| 1. HCl | a. ácido perclórico |
| 2. HClO | b. ácido clórico |
| 3. HClO_2 | c. ácido cloroso |
| 4. HClO_3 | d. ácido hipocloroso |
| 5. HClO_4 | e. ácido clorídrico |
9. Associe:
- | | |
|-------------------------------------|------------------------|
| 1. H_3PO_4 | a. ácido hipofosforoso |
| 2. H_3PO_2 | b. ácido pirofosfórico |
| 3. $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ | c. ácido fosforoso |
| 4. H_3PO_3 | d. ácido fosfórico |

10. Dê os nomes dos seguintes ácidos:

- | | |
|-----------------------------|--|
| a) HNO_3 ; | f) $\text{HNO} = (\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2)$ |
| b) H_2MnO_4 | g) H_2SnO_2 |
| c) HNO_2 | h) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |
| d) H_2CrO_4 | i) H_2SnO_3 |
| e) HMnO_4 | |

11. Segundo Arrhenius, bases são compostos que dissolvidos em água liberam:

- a) ânions metálicos.
- b) cátions metálicos.
- c) ácidos.
- d) ânions que são sempre hidroxilas.
- e) ânions e cátions.

12. Em relação à decomposição térmica das bases, é correto afirmar:

- a) dificilmente se decompõem, com exceção dos hidróxidos dos alcalinos.
- b) dependerá do tipo de base, algumas se decompõem, outras não.
- c) decompõem-se facilmente na presença de calor, com exceção dos hidróxidos dos alcalinos.
- d) só os hidróxidos dos alcalinos se decompõem.
- e) decompõem-se facilmente na presença de calor, com exceção dos hidróxidos dos alcalino-terrosos.

13. A base $\text{Ca}(\text{OH})_2$ pode ser classificada como:

- a) dibásica e tetrabásica.
- b) forte e dibásica.
- c) fraca e dibásica.
- d) fraca e monobásica.
- e) moderada e dibásica.

14. São consideradas bases solúveis:

- a) a do cátion amônio, alcalinos e alcalino-terrosos.
- b) bases de semimetais e amônio.
- c) todas as bases com exceção dos alcalino-terrosos.
- d) bases de amônio e alcalinos.
- e) todas as bases com exceção dos actinídios.

- 15.** Cite os nomes das seguintes bases: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.
- 16.** (UFPI) Nos supermercados da cidade encontramos produtos
- I. para limpeza de forno e desentupidores de pia, cuja substância ativa é o NaOH .
- II. bactericidas, cuja substância ativa é o NaClO .
- Essas substâncias ativas pertencem respectivamente às funções:
- a) ácido e base c) óxido e sal. e) base e sal.
b) base e óxido. d) sal e ácido.
- 17.** Dê os nomes oficiais das seguintes substâncias inorgânicas.
- a) HCl g) $\text{Al}(\text{OH})_3$ m) $\text{Ti}(\text{OH})_4$
b) H_2SO_4 h) H_3PO_4 n) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
c) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ i) H_2CO_3 o) H_2Se
d) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ j) NH_4O p) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
e) NaOH k) HNO_3
f) H_3BO_3 l) $\text{Cr}(\text{OH})_3$
- 18.** (Ulbra-RS) A acidez de vários produtos domésticos pode ser demonstrada adicionando-se um indicador (repolho roxo, por exemplo). O vermelho indica a acidez e o azul, basicidade. Quais dos produtos a seguir, em presença de indicador, ficariam, respectivamente, vermelho e azul?
- a) suco de limão e álcool.
b) leite de magnésia e detergente.
c) soda cáustica e álcool.
d) soda cáustica e amoníaco.
e) suco de limão e leite de magnésia.

Principais Funções Inorgânicas II

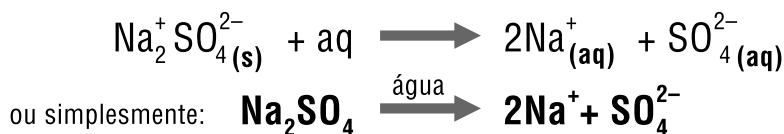
Sais

Os sais podem ser obtidos pelas reações entre ácidos e bases. Esse tipo de reação é conhecido como *salificação* ou *neutralização*. Salificação porque um dos produtos é um sal, e neutralização porque, isolados, ácidos e bases concentrados são extremamente corrosivos mas, ao reagirem entre si, perdem essa propriedade transformando-se em materiais “neutros”. Exemplo:



Definição

Sal é um composto iônico resultado da reação entre ácidos e bases ou sal é o composto formado pelo cátion da base e pelo ânion do ácido que reagem. Exemplos:



Propriedades funcionais

Os sais possuem sabor salgado, conduzem corrente elétrica quando em solução aquosa ou quando fundidos, e podem reagir com ácidos, bases, outros sais e metais. Quase todos apresentam-se em estado sólido e em estado puro, ou na forma de cristais. São compostos de pelo menos um cátion e um ânion.

Existem muitos sais, sendo o mais popular o cloreto de sódio ou sal de cozinha.

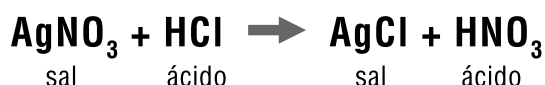
O sulfato de magnésio é usado como purgante; o hipossulfito de sódio é usado em fotografia como fixador. Muitos fertilizantes contêm sulfato de amônio e de cálcio; o fermento em pó contém bicarbonato de sódio. Na indústria de tintas, os sais são largamente utilizados como pigmentos, como, por exemplo, o sulfato e o carbonato de chumbo, brancos; o cromato de chumbo e o zinco, amarelos; carbonato de cobre, verde etc.

Reações de sais

Reações de dupla-troca:

Sal reagindo com ácido resulta em outro sal e outro ácido.

Exemplo:

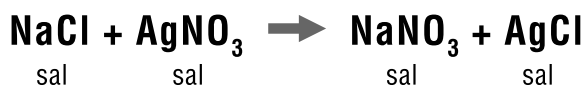


Sal reagindo com base resulta em outro sal e outra base.

Exemplo:



Sal reagindo com sal resulta em dois novos sais. Exemplo:



Reações de deslocamento:

Sal reagindo com metal resulta em outro sal e outro metal.

Exemplo:



Classificação dos sais

Sal normal: é um sal cujo ânion não tem H ionizável nem grupo OH^- . O sal normal é resultante da reação de neutralização total do ácido com a base. Exemplos: NaCl , KBr , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

Hydrogenossal: é um sal cujo ânion tem um ou mais hidrogênios ionizáveis e não apresenta íons OH^- . Ele resulta de uma reação de neutralização parcial do ácido e total da base. Exemplo: KHSO_4 .

Hidroxissal: é um sal cujo ânion apresenta um ou mais grupos OH^- . Ele resulta de uma reação de neutralização parcial da base e total do ácido. Exemplo: $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$.

Os sais normais, os hydrogenossais e os hidroxissais podem, ainda, ser chamados de sais neutros, sais ácidos e sais básicos, respectivamente.

Nomenclatura dos sais

Os nomes dos sais são formados pelos nomes de seus cátions e ânions.

Exemplo: NOME DO SAL = NOME DO ÂNION + "DE" + NOME DO CÂTION			
FÓRMULA DO SAL	NOME DO CÂTION	NOME DO ÂNION	NOME DO SAL
Na^+Cl^-	sódio	cloreto	cloreto de sódio
$\text{Na}_2^+\text{SO}_4^{2-}$	sódio	sulfato	sulfato de sódio
$\text{Na}^+\text{HSO}_4^-$	sódio	hidrogeno sulfato ou bissulfato	hidrogeno sulfato de sódio ou bissulfato de sódio
$\text{Ca}^{2+}\text{Cl}_2^-$	cálcio	cloreto	cloreto de cálcio
$\text{Ca}^{2+}(\text{OH})\text{Cl}^-$	cálcio	hidroxicloreto	hidroxicloreto de cálcio

Formulação dos sais a partir de seu nome

Escreva primeiro a fórmula do cátion e depois a do ânion. Coloque como índices os menores números inteiros necessários para haver a neutralização das cargas iônicas. Exemplos:

FÓRMULA DO FOSFATO DE FERRO III

fórmula do cátion $\rightarrow \text{Fe}^{3+}$

fórmula do ânion $\rightarrow \text{PO}_4^{3-}$

fórmula do sal $\rightarrow \text{Fe}^{3+}\text{PO}_4^{3-}$ ou



FÓRMULA DO SULFETO DE ESTANHO IV

fórmula do cátion $\rightarrow \text{Sn}^{4+}$

fórmula do ânion $\rightarrow \text{S}^{2-}$

fórmula do sal $\rightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{S}^{2-})$ ou



Equações de neutralização ou salificação

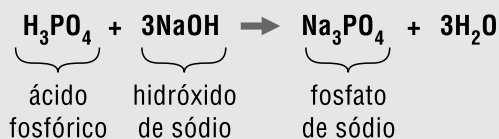
Para montar equações de neutralização devemos seguir estas etapas:

- ionize o ácido e a base descobrindo os íons;
- determine a fórmula do sal;
- escreva a equação colocando o sal e a água como produtos e acerte os coeficientes. Exemplos:

Neutralização total do ácido e da base formando sais normais:

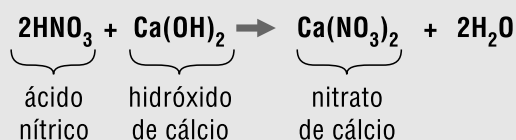
1) Ácido fosfórico + hidróxido de sódio \rightarrow

- Ácido fosfórico $\rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{PO}_4^{3-}$ (fosfato)
- Hidróxido de sódio $\rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+$ (cátion sódio)
- Sal: $\text{Na}^+\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$
- Equação da reação:



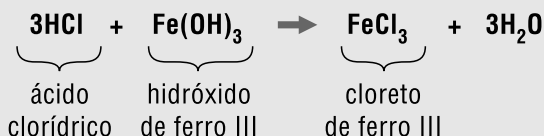
2) Ácido nítrico + hidróxido de cálcio \rightarrow

- Ácido nítrico $\rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_3^-$ (nitrato)
- Hidróxido de cálcio $\rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+}$
- Sal: $\text{Ca}^{2+}\text{NO}_3^- \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2$
- Equação da reação:



3) Ácido clorídrico + hidróxido de ferro III →

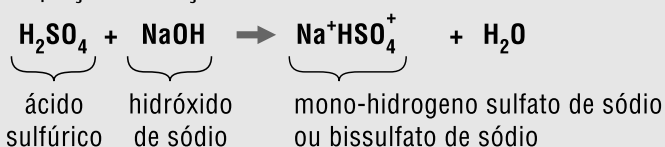
- Ácido clorídrico → $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}^-$ (cloreto)
- Hidróxido de ferro III → $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+}$
- Sal: $\text{Fe}^{3+}\text{Cl}^- \rightarrow \text{FeCl}_3$
- Equação da reação:



Neutralização parcial do ácido e total da base formando hidrogenossal:

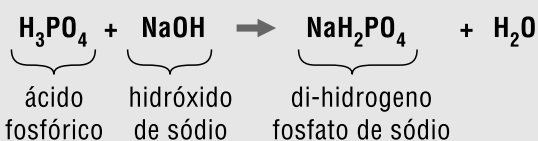
1) Ácido sulfúrico + hidróxido de sódio →

- Ácido sulfúrico → $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HSO}_4^-$ (bissulfato)
- Hidróxido de sódio → $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+$ (cátion sódio)
- Sal: $\text{Na}^+\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{NaHSO}_4$
- Equação da reação:



2) Ácido fosfórico + hidróxido de sódio →

- Ácido fosfórico → $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^-$ (di-hidrogeno fosfato)
- Hidróxido de cálcio → $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+$ (cátion sódio)
- Sal: $\text{Na}^+\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4$
- Equação da reação:



3) Ácido fosfórico + hidróxido de sódio →

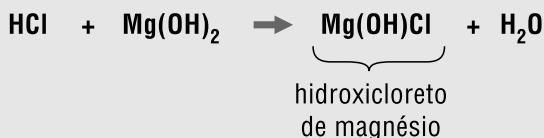
- Ácido fosfórico → $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{HPO}_4^{2-}$ (mono-hidrogeno fosfato)
- Hidróxido de sódio → $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+$ (cátion sódio)
- Sal: $\text{Na}^+(\text{HPO}_4)^{2-} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4$
- Equação da reação:



Neutralização parcial da base e total do ácido, formando hidroxissal:

Ácido clorídrico + hidróxido de magnésio →

- Ácido clorídrico → $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}^-$ (cloreto)
- Hidróxido de magnésio → $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgOH}^+$ (hidroximagnésio)
- Sal: $(\text{MgOH}^+)(\text{Cl}^-) \rightarrow \text{MgOHCl}$
- Equação da reação:



Classificação dos sais quanto à solubilidade

Ao colocarmos um sal na água, nem sempre ocorre sua dissolução, isto é, os íons dos cristais nem sempre se separam na água. Alguns sais, no entanto, sofrem esse processo em grande extensão e, por isso, são considerados *solúveis*. Em outros sais, a maior parte do cristal permanece coesa e poucos íons se separam na água, sendo considerados, portanto, *insolúveis*. Para equacionarmos corretamente uma reação de dupla-troca, é preciso conhecer a tabela de solubilidade dos sais, porque apenas os sais solúveis serão capazes de reagir em água.

REGRA DE SOLUBILIDADE DOS SAIS EM ÁGUA

- | | |
|----|--|
| 1) | Os sais dos metais alcalinos e de amônio são solúveis . |
| 2) | Os nitratos (NO_3^-) são solúveis . |
| 3) | Os acetatos são solúveis . Exceção: CH_3COOAg . |
| 4) | Os cloretos (Cl^-), brometos (Br^-) e iodetos (I^-), em sua grande maioria, são solúveis . As principais exceções são:

$\text{PbCl}_2, \text{AgCl}, \text{CuCl}$ e $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightarrow$ insolúveis
$\text{PbBr}_2, \text{AgBr}, \text{CuBr}$ e $\text{Hg}_2\text{Br}_2 \rightarrow$ insolúveis
$\text{PbI}_2, \text{AgI}, \text{CuI}, \text{Hg}_2\text{I}_2$ e $\text{HgI}_2 \rightarrow$ insolúveis |
| 5) | Os sulfatos (SO_4^{2-}), em sua grande maioria, são solúveis em água. As principais exceções são:
$\text{CaSO}_4, \text{SrSO}_4, \text{BaSO}_4$ e $\text{PbSO}_4 \rightarrow$ insolúveis |
| 6) | Os sulfetos (S^{2-}), em sua grande maioria, são insolúveis em água. As principais exceções são:
a) sulfetos dos metais alcalinos e de amônio → solúveis
b) sulfetos dos metais alcalino-terrosos → solúveis |
| 7) | Os carbonatos (CO_3^{2-}), os fosfatos (PO_4^{3-}) e os sais dos outros ânions não mencionados anteriormente, em sua maior parte, são insolúveis em água. |

Definição

Compostos binários que contêm oxigênio combinado com outro elemento. O elemento mais eletronegativo da fórmula é o oxigênio. Exemplos: CO_2 , CO , SO_2 , SO_3 , NO , N_2O , Cl_2O_7 .

São conhecidos óxidos de todos os elementos com exceção do flúor. O composto OF_2 (difluoreto de oxigênio) não é um óxido pois o flúor é mais eletronegativo que o oxigênio.

Nomenclatura dos óxidos

Óxidos do tipo $E_x\text{O}_y$



indicam os valores de x e y na fórmula do óxido

Dependendo do valor de y , índice do oxigênio, o óxido recebe um prefixo diferente. São eles:

1 ➡ mono

2 ➡ di

3 ➡ tri

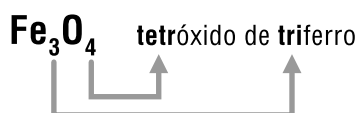
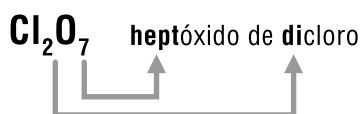
4 ➡ tetra

5 ➡ penta

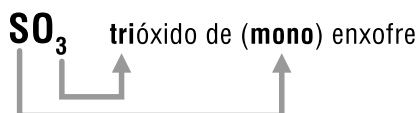
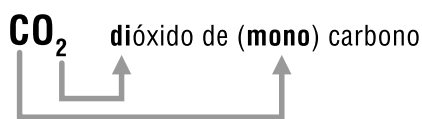
6 ➡ hexa

7 ➡ hepta

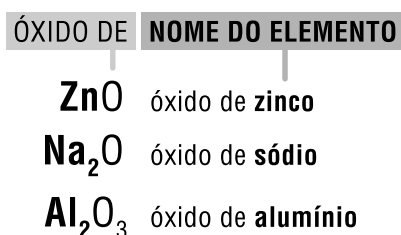
Exemplos:



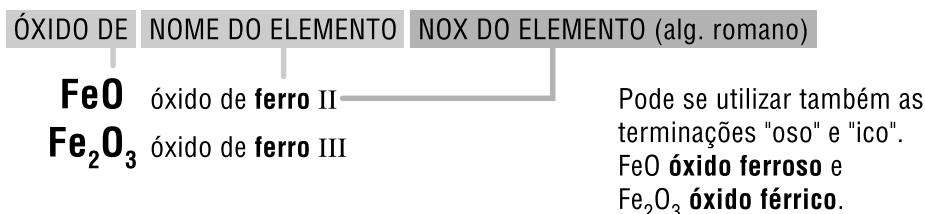
O prefixo *mono* pode ser omitido dos nomes de alguns óxidos.



Para óxidos de metais que têm *um único nox* e onde o oxigênio tem $\text{nox} = -2$:

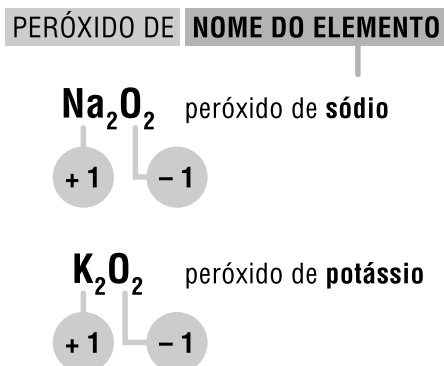


Para óxidos de metais que têm *mais de um nox*:



Para óxidos nos quais o oxigênio tem $\text{nox} = -1$:

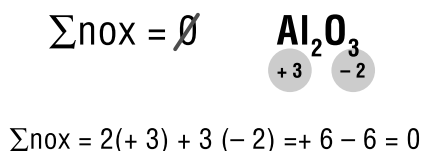
Tais óxidos apresentam a ligação $[\text{—O—O—}]$ conhecida como *peróxido*.



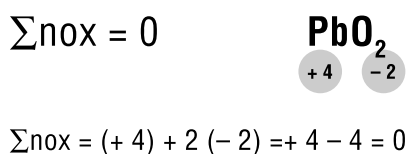
Formulação de um óxido a partir de seu nome

Escreve-se o símbolo do elemento e, em seguida, o símbolo do oxigênio, tomando o cuidado de neutralizar as cargas elétricas e/ou colocar a quantidade de oxigênios indicados pelo nome. Exemplos:

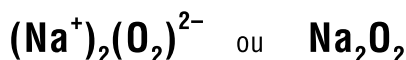
óxido de alumínio:



óxido de chumbo IV:



peróxido de sódio:



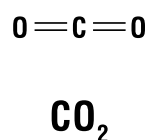
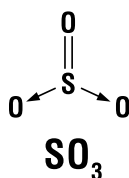
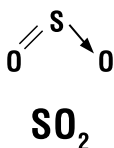
peróxido de bário:



Ligações químicas nos óxidos – fórmulas estruturais e eletrônicas

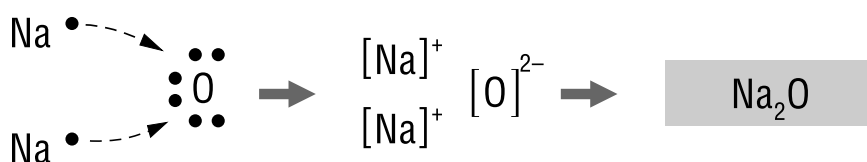
- *Óxidos covalentes ou moleculares*: quando o elemento ligado ao oxigênio for muito eletronegativo, temos óxidos *covalentes* ou *moleculares*.

Todos os óxidos dos não-metais e semimetais são moleculares, ou seja, apresentam apenas ligações covalentes. Exemplos:



• *Óxidos iônicos*: formam-se quando o elemento ligado ao oxigênio for eletropositivo, como os alcalinos e alcalino-terrosos.

Exemplo:



Obs.: Os óxidos formados por elementos com eletronegatividade intermediária apresentam ligações de caráter parcialmente iônico. Exemplos: Al_2O_3 , ZnO , PbO .

Classificação dos óxidos

De acordo com o comportamento do óxido em uma reação, podemos classificá-lo como:

- óxido básico;
- óxido ácido;
- óxido neutro;
- óxido anfótero;
- óxido duplo, salino ou misto;
- superiores (peróxidos, superóxidos e bióxidos).

Óxido básico: é todo óxido que, na presença de água, produz uma base e reagindo com um ácido, origina um sal e água.

Exemplos:



Os óxidos básicos são formados por metais alcalinos, alcalino-terrosos e pelos demais metais com número de oxidação baixo. Apresentam tipicamente ligações iônicas e o ânion O^{2-} . Exemplo: BaO .

Óxido ácido: é todo óxido que, na presença de água, produz um ácido e na presença de uma base, produz um sal e água.

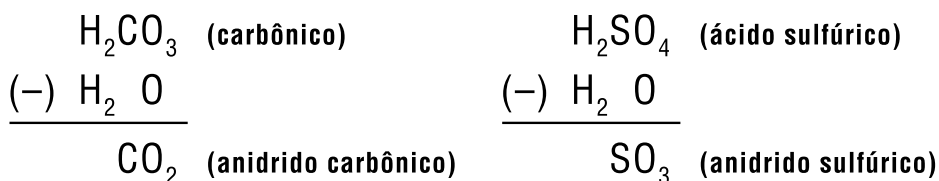
Exemplos:



Os óxidos ácidos apresentam ligações tipicamente covalentes e são formados por não-metais e por certos metais com número de oxidação elevado.

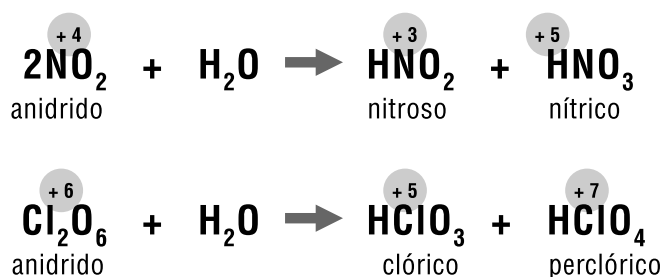
Na reação de um óxido com uma base, forma-se um sal cujo ânion é o mesmo do ácido formado na reação do óxido ácido com a água. Os óxidos ácidos também são chamados de anidridos pois resultam da desidratação dos oxiácidos. Anidrido significa sem água.

Exemplos:

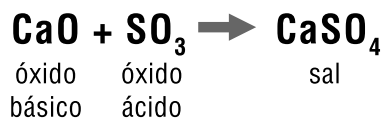


Certos óxidos ácidos (NO_2 , ClO_2 , Cl_2O_6) reagem com água resultando em uma mistura de dois ácidos. São chamados de anidridos mistos ou duplos.

Exemplos:



Os óxidos ácidos e os básicos “neutralizam-se” mutuamente originando sais.



Óxido anfótero: é todo óxido que, na presença de base forte, comporta-se como óxido ácido e, na presença de ácido forte, como óxido básico. Exemplos:



Os óxidos anfóteros são formados por ligações de caráter iônico pouco pronunciado ou covalentes com ligeiro caráter iônico pois, a maioria, são óxidos dos elementos da região central da tabela periódica. Quando o nox é baixo, o óxido anfótero é mais básico que ácido e, quando o nox é alto, temos um óxido anfótero mais ácido. Exemplos:



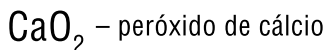
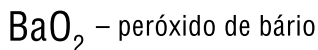
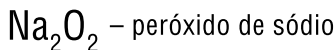
Óxido neutro: todo óxido que não reage com água, ácido e base. Os mais importantes são CO, NO e N₂O.

Óxido duplo, salino ou misto: todo óxido formado pela associação de dois outros óxidos, onde o metal apresenta dois números de oxidação. Exemplos:

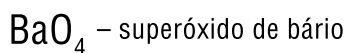
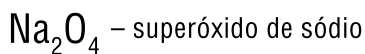
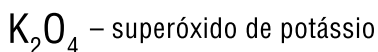
Óxidos superiores: são óxidos que reagem como óxidos, ácidos originando sal e oxigênio. A água oxigenada é o exemplo mais comum. São divididos em: *peróxidos*, *superóxidos* ou *hiperóxidos* e *bióxidos*. Exemplos:



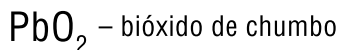
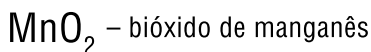
Peróxidos: reagem com ácido originando sal e H_2O_2 . Apresentam, em sua constituição, o oxigênio com $\text{nox} = -1$. O peróxido mais comum é o peróxido de hidrogênio (H_2O_2) ou água oxigenada. Exemplos:



Superóxidos: reagem com ácidos originando sal, H_2O_2 e O_2 . Apresentam o ânion O_4^{2-} , onde o oxigênio apresenta nox médio igual a $-1/2$. Exemplos:



Bióxidos: reagem com um oxiácido resultando em sal, água e oxigênio. Nos bióxidos, o oxigênio aparece com nox igual a -2 .
Exemplos:



Os óxidos e a tabela periódica

Na tabela periódica podemos observar as seguintes tendências de classificação dos óxidos, embora ocorram muitas exceções:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Metais caráter básico			Semimetais caráter anfótero		Não-metais caráter ácido	

Esse tipo de generalização leva em conta algumas tendências, porém há casos em que óxidos de um mesmo elemento químico podem ser classificados de diferentes maneiras dependendo do nox do elemento ligado ao oxigênio.

AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

- (Unisinos-RS) Ao participar de uma festa, você pode comer e beber em demasia apresentando sinais de má digestão ou azia. Para combater a acidez, ocasionada pelo excesso de ácido clorídrico no estômago, seria bom ingerir uma colher de leite de magnésia que irá reagir com esse ácido. A equação que representa essa reação é:
 - $1\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HClO} \rightarrow 1\text{Mg}(\text{ClO})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $1\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow 1\text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $1\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HClO}_3 \rightarrow 1\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $1\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{HClO}_2 \rightarrow 1\text{Mn}(\text{ClO}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $1\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow 1\text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$
- (UFRGS-RS) Um químico abriu um frasco de ácido clorídrico concentrado perto de um colega que utilizava hidróxido de amônio. Depois de algum tempo verificou que na superfície da bancada havia pequenos pontos brancos. Esse material branco poderia ser:
 - ácido nítrico (HNO_3)
 - amônia (NH_3)
 - cloro (Cl_2)
 - nitrogênio (N_2)
 - cloreto de amônio (NH_4Cl)
- Assinale o sal normal:
 - KHSO_4
 - MgOHCl
 - $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_2$
 - NaHCO_3
 - CaOHNO_3
- Assinale o sal ácido:
 - $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_2$
 - Fe_3O_4
 - NaHS
 - NH_4Cl
 - CaOHNO_3
- Escrever a fórmula dos sais:
 - sulfato de sódio.
 - nitrato de prata.
 - sulfato de cálcio.
 - nitrato de amônio.
 - fosfato de bário.
 - fosfato de alumínio.

6. Escrever a fórmula dos sais:
- a) bicarbonato de sódio.
 - b) bicarbonato de magnésio.
 - c) bissulfato de potássio.
 - d) bissulfato de cobre II.
7. Escrever a equação de ionização parcial dos H_2SO_4 e H_2CO_3 .
8. Escrever a equação de ionização total de HClO_4 e H_2SO_4 .
9. Escreva a equação de ionização parcial do H_2SO_3 e H_2S .
10. (ITA-SP) São pouco solúveis em água os seguintes sais:
- a) BaCl_2 e PbCl_2
 - b) MgSO_4 e BaSO_4
 - c) PbSO_4 e $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
 - d) K_2CrO_4 e Na_2CrO_4
 - e) AgBr e PbS
11. Quais sais são insolúveis?
- a) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ e CaCO_3
 - b) Na_2SO_4 e K_2CO_3
 - c) NaBr e KI
 - d) AgCl e CaSO_4
 - e) K_3PO_4 e AgNO_3
12. Para que um composto seja considerado óxido, é necessário:
- a) no mínimo, a presença de um flúor.
 - b) a presença de um sal e de um oxigênio.
 - c) no mínimo, a presença de três elementos.
 - d) a presença de um oxigênio combinado com um elemento menos eletronegativo que ele.
 - e) a presença de um flúor combinado com um elemento menos eletronegativo que ele.
13. Escreva os nomes dos seguintes óxidos:
- a. CO
 - b. NO
 - c. N_2O
 - d. NO_2
 - e. N_2O_3
14. Escreva a fórmula dos seguintes óxidos:
- a. óxido cuproso
 - b. óxido cúprico
 - c. óxido de chumbo II
 - d. óxido de chumbo IV
 - e. óxido de prata
 - f. óxido de sódio
 - g. tetróxido de triferro
 - h. óxido ferroso
 - i. óxido férrico
15. Escreva a fórmula do pentóxido de difósforo.
16. Escreva a fórmula do trióxido de enxofre.
17. Escreva as fórmulas estruturais dos seguintes óxidos:
- a) SO_3
 - b) CO_2
 - c) Cl_2O_5
18. Os óxidos básicos apresentam:
- a) ligações tipicamente covalentes.
 - b) ligações tipicamente iônicas.

- c) apenas ligações metálicas.
- d) ligações iônicas ou metálicas.
- e) apenas ligações covalentes dativas.

19. O que é anidrido nítrico? Qual é sua fórmula?

20. Qual dos compostos a seguir pode ser considerado óxido neutro:

- a) ZnO.
- b) CaO.
- c) SO₂.
- d) NO.
- e) N₂O₄.

21. Assinale o óxido salino:

- a) FeO.
- b) Fe(OH)₃.
- c) Fe₂O₃.
- d) FeCl₃.
- e) Fe₃O₄.

22. As classificações dos óxidos SO₃, CaO, Al₂O₃, H₂O₂ e Fe₃O₄ são, respectivamente:

- a) ácido, básico, básico, peróxido, misto.
- b) ácido, básico, anfótero, peróxido, misto.
- c) neutro, ácido, anfótero, peróxido, básico.
- d) neutro, básico, ácido, superóxido, básico.
- e) ácido, neutro, misto, ácido, neutro.

23. (UFSE) À temperatura ambiente, o gás que se desprende quando se faz reagir bicarbonato de sódio com ácido clorídrico é o:

- a) cloro.
- b) hidrogênio.
- c) gás carbônico.
- d) monóxido de carbono.
- e) peróxido de hidrogênio.

24. (Ufac) Associe cada substância relacionada na coluna I com seu possível comportamento em água (coluna II).

Coluna I

I. Potássio

II. Dióxido de enxofre

III. Hidróxido de sódio

IV. Óxido de sódio

Coluna II

a) dissociação iônica.

b) reage com desprendimento de hidrogênio.

c) produz solução ácida.

d) produz solução básica.

e) ionização total.

Marque a(s) alternativa(s) correta(s):

01. I-a, II-b, III-e, IV-c.

02. I-b, II-e, III-a, IV-b.

04. I-b, II-c, III-d, IV-d.

08. I-d, II-c, III-a, IV-d.

16. I-a, II-e, III-c, IV-c.

25. (UFSC) Escolha a(s) proposição(ões), cujo nome está CORRETAMENTE associado à fórmula química.

01. CO_2 , monóxido de carbono.

02. NaCl , cloreto de sódio.

04. KOH , óxido de potássio.

08. Ca(OH)_2 , hidróxido de cálcio

16. HCl , ácido cloroso.

32. Al_2O_3 , óxido de alumínio.

64. MgBr_2 , brometo de magnésio.

26. (UEL) As fórmulas moleculares dos compostos: ácido nítrico, sulfato de sódio, hidróxido de amônio e ácido sulfídrico são, respectivamente:

a) H_2SO_4 , Na_2S , NH_4OH e $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$

b) HNO_2 , Na_2SO_3 , NH_3 e H_2SO_4

c) H_2S , Na_2CO_3 , Ca(OH)_2 e HClO_4

d) NH_4OH , HNO_3 , Na_2S e H_2SO_3

e) HNO_3 , Na_2SO_4 , NH_4OH e H_2S

27. (UFSE) Ao borbulhar gás carbônico em água de cal forma-se um precipitado branco, identificado como:

a) óxido de cálcio.

d) sulfato de cálcio.

b) carbonato de cálcio.

e) hidróxido de cálcio.

c) cloreto de cálcio.

28. (UFRJ) Selecione, entre as opções a seguir, aquela(s) que apresenta(m) somente sais e a(s) que apresenta(m) somente óxidos.

01. H_2O , NaCl , HCl

08. CaCO_3 , AgBr , NaCl

02. KF , CaCl_2 , HCN

16. H_2SO_4 , KNO_3 , PbS

04. HNO_3 , NaOH , BaCO_3

32. FeO , CuO , CO_2 .

29. (UFPI) Qual dos minerais a seguir NÃO é um óxido?

a) hematita.

c) gipsita.

e) cassiterita.

b) magnetita.

d) bauxita.

30. (UFV-MG) Assinale a(s) seqüência(s) que apresenta(m) respectivamente um ÁCIDO, uma BASE, um SAL e um ÓXIDO.

01. AlCl_3 , H_2O , NaCl , Fe_2O_3

02. P_2O_5 , KNO_3 , H_2SO_4 , HCl

04. HClO_3 , Al(OH)_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, Na_2O

08. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaOH , H_2SO_4 , H_2O

16. KNO_3 , BaO , HClO_4 , Al_2O_3

32. HNO_3 , LiOH , Na_2S , Li_2O

64. HCl , Ba(OH)_2 , Al_2O_3 , H_2S

31. (Ufac) Relacione a coluna I com a coluna II, assinalando em seguida a alternativa que corresponda à seqüência correta:

Coluna I

- A) HCl
- B) NaOH
- C) CaSO_4
- D) FeO
- E) H_3PO_4

Coluna II

- (). Hidróxido de sódio
- (). Ácido fosfórico
- (). Óxido de ferro III
- (). Ácido clorídrico
- (). Sulfato de cálcio

a) B, E, C, D, A

c) A, B, C, D, E

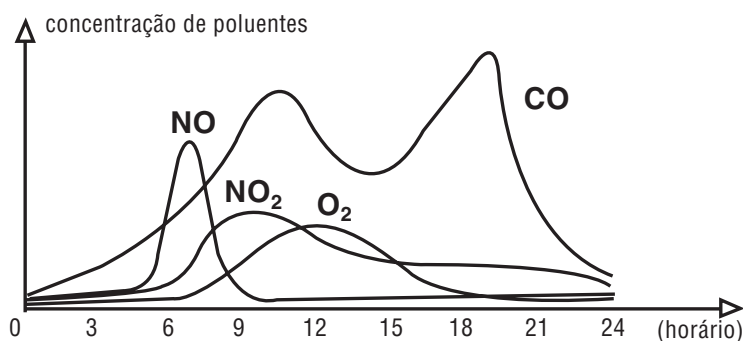
e) B, E, A, D, C

b) A, E, B, D, C

d) B, E, D, A, C

32. (Unip-SP) Escrever a equação de ionização total do H_2SO_4 , HNO_3 e H_3PO_4 .

33. (Enem-MEC) O gráfico a seguir refere-se às variações das concentrações de poluentes na atmosfera, no decorrer de um dia útil, em um grande centro urbano.



(Adaptado de NOVAIS, Vera. *Ozônio: aliado ou inimigo*.

São Paulo: Scipione, 1998)

As seguintes explicações foram dadas para essas variações:

- I. A concentração de NO diminui, e a de NO_2 aumenta em razão da conversão de NO em NO_2 .
- II. A concentração de monóxido de carbono no ar está ligada à maior ou à menor intensidade de tráfego.
- III. Os veículos emitem óxidos de nitrogênio apenas nos horários de pico de tráfego do período da manhã.
- IV. Nos horários de maior insolação, parte do ozônio da estratosfera difunde-se para camadas mais baixas da atmosfera.

Dessas explicações, são plausíveis somente:

a) I e II

c) II e III

e) III e IV

b) I e III

d) II e IV

Transformações Químicas

Qualquer acontecimento envolvendo a matéria é conhecido como fenômeno. Eles podem ser classificados em físicos ou químicos. Os fenômenos químicos ou reações químicas representam transformações de materiais em outros.

Os *fenômenos físicos* não provocam alteração na composição química dos materiais, o que é possível verificar por meio de suas propriedades. Alterações de estado físico ou mistura de substâncias que podem ser regeneradas integralmente por algum processo físico de separação são exemplos de fenômenos físicos. Ao misturarmos água e sal, por exemplo, podemos separá-los posteriormente e obter novamente água e sal. Colocar um cubo de gelo fora do congelador e deixá-lo à temperatura ambiente, faz apenas com que a substância água modifique seu estado físico mas não deixe por isso de ser água.

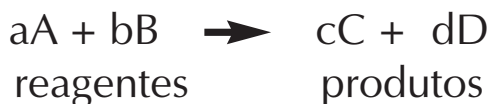
Os *fenômenos químicos* ou *reações químicas*, por outro lado, alteram as substâncias transformando-as em outras. As substâncias obtidas após a transformação possuem propriedades físicas e químicas diferentes daquelas utilizadas inicialmente, mostrando assim a ocorrência de uma transformação química. Exemplo: a reação entre gás hidrogênio e gás cloro produz cloreto de hidrogênio, substância que possui propriedades diferentes das dos gases originais.

As reações químicas podem ser representadas por *equações químicas*. Por exemplo, quando o etanol, álcool comum, sofre combustão:



O etanol e o gás oxigênio são reagentes enquanto o dióxido de carbono e a água são produtos. A equação representa uma transformação pois, o etanol e o gás oxigênio possuem propriedades físicas e químicas completamente diferentes das propriedades do dióxido de carbono e da água.

Podemos representar uma transformação química pela seguinte equação genérica:



A e *B* são *reagentes*, substâncias que serão colocadas em contato para que reajam entre si. Não são necessariamente apenas dois reagentes envolvidos. Podemos ter reações com apenas um ou com vários reagentes.

C e *D* são *produtos*, substâncias obtidas após a transformação, que também não são necessariamente duas.

a, *b*, *c* e *d* são *coeficientes* da equação, isto é, são os menores números inteiros que demonstram que os átomos não desapareceram nem foram criados na transformação. Veremos esse assunto com mais detalhes no balanceamento.

As reações químicas podem ser classificadas quanto à complexidade dos reagentes e produtos, ao calor desprendido ou absorvido, à variação do número de oxidação, à velocidade da reação, entre outros. Neste capítulo, abordaremos apenas a complexidade e a variação do número de oxidação.

Além disso, verificaremos como é possível prever a ocorrência de uma reação, isto é, saber se uma reação ocorrerá ou não, sem que os reagentes sejam colocados de fato em contato uns com os outros.

Quanto à complexidade de reagentes e produtos

Dependendo do tipo das substâncias participantes, podemos classificar as reações em:

1. Síntese ou adição

Ocorre quando os produtos são mais complexos, isto é, possuem mais átomos por fórmula que os reagentes. Podem ser representadas genericamente por:



A síntese pode ser ainda classificada como *síntese total*, quando os reagentes são substâncias simples, isto é, formadas por átomos de um só elemento químico ou *síntese parcial*, quando pelo menos um dos reagentes é uma substância composta, porém menos complexa que os produtos. Exemplos:

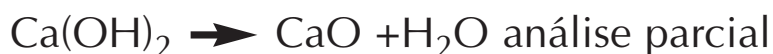


2. Análise ou decomposição

Reação inversa à de síntese. Uma substância composta origina produtos mais simples ou menos complexos. Pode ser representada por:



A análise também pode ser classificada em *total*, se obtivermos apenas substâncias simples ou *parcial* se, mesmo após a decomposição, ainda restar pelo menos uma substância composta. Exemplos:



As reações de síntese e de análise são desencadeadas, normalmente, por fatores como calor (pirólise), luz (fotólise) ou eletricidade (eletrolise), que podem ser representados na equação por símbolos específicos.

$A + B \xrightarrow{\Delta} C + D$ pirólise Δ (delta) – ação do calor.

$A + B \xrightarrow{\lambda} C + D$ pirólise λ (lâmbda) – ação da luz.

3. Simples-troca ou deslocamento

Ocorre entre uma substância simples e uma composta, produzindo também uma substância simples e uma composta. Os átomos da substância simples trocam de lugar com um dos átomos da substância composta. Ao mesmo tempo, os átomos que saem da substância composta formam uma substância simples. Genericamente temos:



Exemplos:



4. Dupla-troca

Ocorre entre duas substâncias compostas que trocam entre si um dos seus átomos, formando também substâncias compostas. Podem ser representadas por:

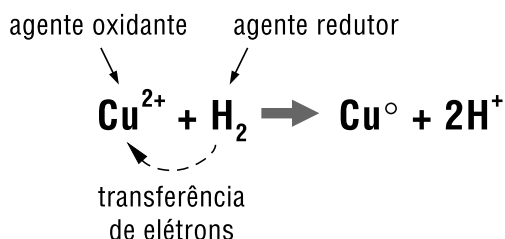


Exemplos:



Variação do número de oxidação

Reações químicas podem ocorrer quando elétrons são transferidos de um átomo para o outro. Elas são conhecidas como *reações redox*, pois, ao mesmo tempo que um átomo perde elétrons, (*oxidação*/outro), e (receber/*redução*). Veja:

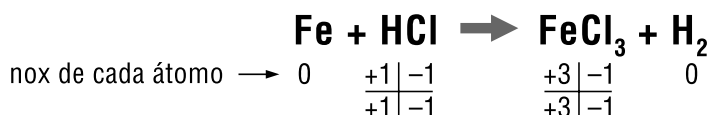


O Cu^{2+} recebe elétrons (redução do H. Ao mesmo tempo que o Cu^{2+} se transforma em cobre metálico (Cu^0) – redução, os átomos do gás H_2 transformam-se em íons H^+ – oxidação.

O elemento que cede elétrons, isto é, sofre oxidação, provoca a redução do outro. Isso significa que ele é o *agente redutor*. O que recebe os elétrons, por outro lado, provoca a oxidação, então ele é chamado de *agente oxidante*.

Para saber se uma reação é redox, isto é, se há transferência de elétrons, é preciso conhecer ou calcular o número de oxidação de todos os átomos que participam da reação nos reagentes e produtos.

Veja o exemplo:



Balanceamento

Balancear uma equação significa demonstrar que os átomos não desaparecem e não foram criados durante uma transformação. Na verdade, ocorre apenas um rearranjo dos átomos, isto é, algumas ligações iônicas ou covalentes são rompidas e outras são formadas.

É importante ressaltar que estamos lidando, nesse momento, com ligações da eletrosfera e não com transformações do núcleo do átomo, assunto que abordaremos mais adiante, no capítulo de radioatividade.

O balanceamento das reações onde não há transferência de elétrons pode ser feito diretamente apenas pelo “método das tentativas”. Nas reações em que a transferência de elétrons ocorre, os elétrons devem ser balanceados previamente. Vamos tratar desses dois tipos separadamente.

Na prática, algumas reações de óxido-redução mais simples são balanceadas diretamente pelo “método das tentativas” porém, é possível que os elétrons não fiquem corretamente balanceados.

Método das tentativas

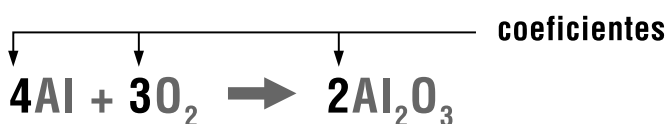
Consiste em acertar os coeficientes da equação simplesmente contando-se o número de átomos de cada elemento participante

dos reagentes e produtos. Não é adequado para ser aplicado diretamente às reações com transferência de elétrons, pois não deixa claro quantos elétrons foram cedidos e quantos foram recebidos, embora isso ocorra no caso de reações que envolvam poucos reagentes e produtos. O primeiro dos exemplos a seguir ilustra esse conceito:



reagentes: 1 Al produtos: 2 Al
 2 O 3 O

Para igualarmos o número de átomos no reagente e no produto, colocamos coeficientes, isto é, números na frente de cada fórmula. Veja:



reagentes: 4 Al produtos: 2 x 2 = 4 Al
 3 x 2 = 6 O 2 x 3 = 6 O

Esses coeficientes fornecem uma proporção mínima entre os átomos que reagem. Nesse caso ela é 4 : 3 : 2.



reagentes: 1 Ca produtos: 3 Ca
 1 + 5 = 6 O 2 x 4 = 8 O
 2 P 2 x 1 = 2 P



reagentes: 3 Ca produtos: 3 Ca
 3 + 5 = 8 O 2 x 4 = 8 O
 2 P 2 x 1 = 2 P

Colocando os coeficientes adequados

Note que os coeficientes formam uma proporção de 3 : 1 : 1.

Importante: Os coeficientes de uma equação, geralmente, não podem ser simplificados todos por um único número.

Balanceamento de reações redox

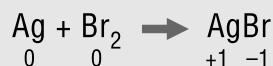
Se houver transferência de elétrons, é preciso ter cuidado para que os elétrons também não desapareçam ou que eles sejam criados.

Roteiro de balanceamento

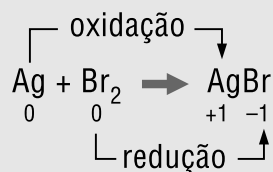
Roteiro do processo

Exemplo: $\text{Ag} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{AgBr}$

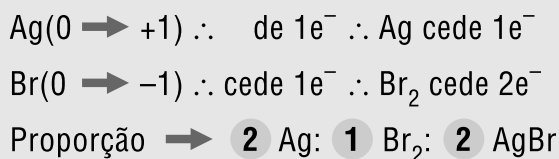
1º passo Escreva, abaixo de cada símbolo, o respectivo nox.



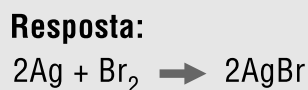
2º passo Identifique o reagente oxidante e o reagente redutor (pela variação de nox). Ligue por um traço, na própria equação, o **reagente** oxidante ao **produto** da redução e o **reagente** redutor ao **produto** da oxidação.



3º passo Verifique qual a proporção mínima entre o número de moléculas do oxidante e do redutor necessária para que o número total de elétrons cedidos seja igual ao número total de elétrons recebidos. Essa proporção fornece os coeficientes das substâncias envolvidas na oxirredução.



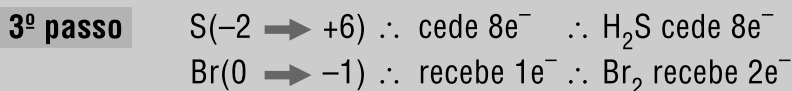
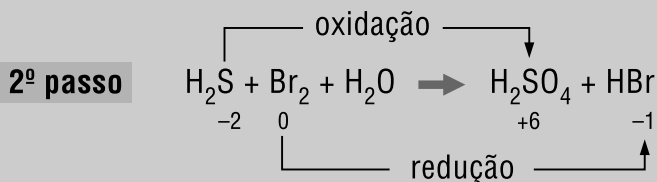
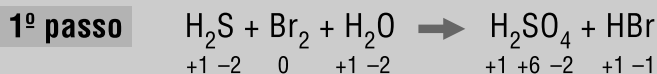
4º passo Com base nos coeficientes relativos às substâncias envolvidas na oxirredução, determine, por tentativa, os coeficientes relativos às substâncias não-envolvidas na oxirredução.



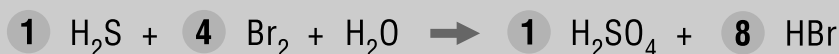
Exemplos:

Balanceamento da equação: $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$

Resolução:



Proporção: $\textcircled{1} \text{H}_2\text{S} : 4 \text{Br}_2 \left\{ \begin{array}{l} \textcircled{1} \text{H}_2\text{S} \text{ (8 elétrons cedidos)} \\ \textcircled{4} \text{Br}_2 \text{ (8 elétrons recebidos)} \end{array} \right.$



4º passo O coeficiente do H_2O só pode ser $\textcircled{4}$

Resposta: $\text{H}_2\text{S} + 4\text{Br}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 8 \text{HBr}$

CHUVA ÁCIDA

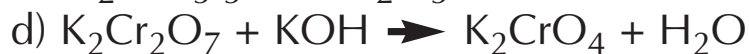
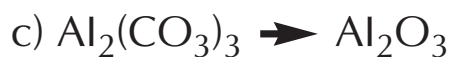
A água da chuva é naturalmente ácida mas graças à interferência humana ela tem se tornado cada vez mais ácida. A acidez natural é devida principalmente à dissolução do dióxido de carbono, CO_2 com a formação do íon bicarbonato- HCO_3^- , solúvel na água. O valor do pH dessa chuva, distante dos ambientes poluídos, é de 5,6, isto é, um valor inferior à 7, o que faz dela ligeiramente ácida. O pH define a acidez ou basicidade de uma solução e representa a quantidade de íons H^+ livres. Quando o pH decresce uma unidade, significa que a quantidade de íons H^+ livres aumentou dez vezes. Para que o pH natural se reduza, isto é, para que a chuva se torne ainda mais ácida, outras espécies químicas, naturais e produzidas por nossa civilização, podem estar presentes. Veja alguns exemplos: dióxido de enxofre - SO_2 , trióxido de enxofre - SO_3 e dióxido de nitrogênio- NO_2 , resultantes da queima de combustíveis derivados do petróleo e também por processos foto-

químicos que ocorrem nas altas camadas da atmosfera. Essas espécies, em contato com a umidade, formam os ácidos sulfuroso (H_2SO_3), sulfúrico (H_2SO_4) e nítrico (HNO_3). Quando dissolvidos no vapor de água das nuvens, precipitam e deixam a chuva ainda mais ácida.

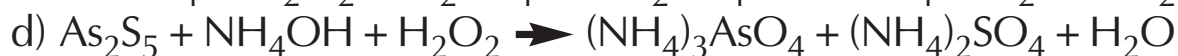
AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

1. Uma equação química deverá apresentar, entre outras informações:
 - a) reagentes e produtos.
 - b) apenas os produtos.
 - c) apenas os reagentes.
 - d) dependerá do tipo de reação.
 - e) n.d.a.
2. Observando a equação química: $\text{CaCl}_2 + \text{F}_2 \rightarrow \text{CaF}_2 + \text{Cl}_2$, podemos afirmar que se trata de uma reação do tipo:
 - a) decomposição.
 - b) adição.
 - c) deslocamento.
 - d) dupla-troca.
 - e) síntese.
3. Indique as reações redox:.
 - a) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
 - b) $\text{HCl} + \text{LiOH} \rightarrow \text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - c) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 - d) $2\text{AgBr} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Br}_2$
4. Faça os balanceamentos:
 - a) $\text{Cr} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$
 - b) $\text{BaO} + \text{As}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{AsO}_4)_2$



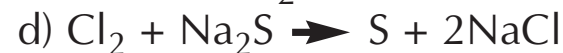
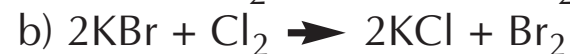
5. Faça os balanceamentos:



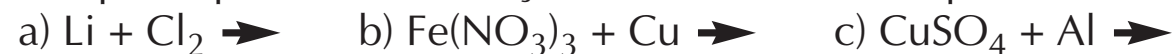
6. Determine os menores coeficientes inteiros que balanceiam corretamente a equação:



7. Explique se as reações a seguir ocorrem ou não:



8. Indique os produtos das reações de deslocamento que ocorrem:

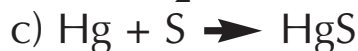
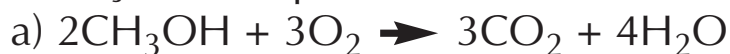


9. Determine os produtos e explique se a reação de dupla troca ocorre: $\text{ZnS} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$

10. Escreva as reações na forma iônica:



11. É reação de dupla troca:

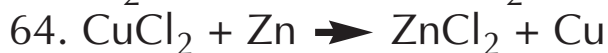
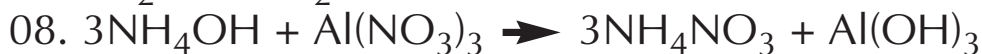
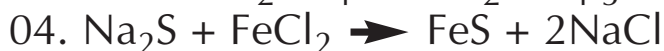
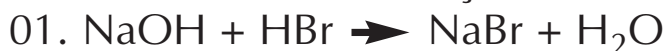


12. (UFGO) A seguir estão descritos três tipos de reação química.

Classifique-as:

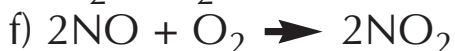


13. (UFSC) Assinale a(s) reação(ões) de dupla troca:



Enunciado para as questões de 14 a 18:

Dentre as reações seguintes:



14. Quais são reações de síntese ou de adição?

15. Quais são reações de análise ou de decomposição?

16. Quais são reações de deslocamento?

17. Quais são reações de dupla-troca?

18. Quais são redox?

19. O número de oxidação do manganês no ácido mangânico (H_2MnO_4) é:

- a) +2 b) +7 c) +6 d) +4 e) +5

20. Considerando-se a equação química,

$\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$, os coeficientes mínimos para balancear essa equação são, respectivamente:

- a) 1, 3, 2 e 3. c) 2, 3, 1 e 3. e) 4, 6, 2 e 6.
b) 3, 1, 3 e 1. d) 3, 2, 1 e 2.

21. (UFPA) Considerando-se a reação:



os agentes oxidante e redutor são, respectivamente,

- a) Cl_2 e NaOH c) NaOH e Cl_2 e) Cl_2 e NaClO_3
b) Cl_2 e Cl_2 d) NaOH e NaOH

22. (UFPI) A equação a seguir representa a reação química que é utilizada, nas usinas siderúrgicas, para a obtenção do ferro metálico.



Nesse processo ocorre:

- a) apenas oxidação do ferro.
b) apenas oxidação do oxigênio.
c) redução do carbono e oxidação do oxigênio.
d) redução do ferro e oxidação do carbono.
e) redução do carbono e oxidação do ferro.

23. (UFPI) O dióxido de enxofre, formado na reação entre $\text{S}_{(s)}$ e $\text{O}_{2(g)}$, quando lançado na atmosfera produz o trióxido de enxofre. Esse óxido origina o ácido sulfúrico na presença de água. Os números de oxidação do enxofre, no enxofre sólido, no dióxido de enxofre e no ácido sulfúrico são, respectivamente:

- a) -2, +4 e +6 c) +2, +4 e +6 e) 0, +4 e +6
b) -2, +4 e -6 d) 0, +4 e -6

24. (UFPA) Considerando-se a equação química:



os valores numéricos para os coeficientes m , n , x , y , z , w e a substância que funciona como agente oxidante são, respectivamente:

- a) 1, 10, 2, 1, 2, 5 e dicromato de potássio.
b) 2, 14, 4, 1, 4, 7 e brometo de hidrogênio.
c) 1, 14, 2, 3, 2, 7 e dicromato de potássio.
d) 2, 10, 2, 1, 2, 5 e brometo de hidrogênio.
e) 1, 14, 2, 3, 2, 7 e brometo de hidrogênio.

25. (UFCE) Para tornar um prego de ferro, temporariamente, avermelhado, é suficiente deixá-lo durante alguns minutos imerso

em uma solução azul de sulfato de cobre. Marque a(s) alternativa(s) correta(s):

01. CuO é um agente oxidante mais forte que o FeO.

02. CuO cede elétrons para FeO.

04. Se trocarmos a solução de sulfato de cobre por uma de cloreto de cobre não haverá deposição de cobre no prego.

08. Com o passar do tempo, há um aumento na concentração dos íons cobre na solução.

26. (UFSE) Qual dos dispositivos a seguir tem como princípio de funcionamento as reações químicas de oxirredução?

a) Geladeira

d) Bateria de automóvel.

b) Ar-condicionado.

e) Lâmpada incandescente.

c) Forno de microondas.

27. (UFPA) Considerando-se a reação:



o número de oxidação do cloro nas três substâncias é, respectivamente:

a) +1, +5 e -1

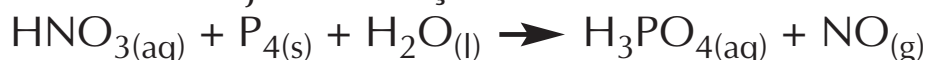
c) +1, +3 e -1

e) +1, +2 e -1

b) -1, -5 e +1

d) -1, +3 e +1

28. (UnB-DF) Analise a equação a seguir (não-balanceada) e some os itens cujas sentenças forem verdadeiras.



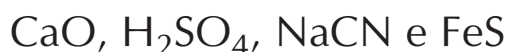
01. o HNO_3 é o agente oxidante.

02. a água é o agente redutor.

04. quando a equação estiver corretamente balanceada, a soma dos menores coeficientes inteiros será 63.

08. o estado de oxidação do fósforo na substância P_4 é quatro.

29. (Fuvest-SP) Responda as perguntas relacionadas aos compostos de fórmulas:



a) Dê os nomes dos compostos acima.

b) Escolha dois desses compostos que reajam entre si resultando em um gás.

c) Qual o gás produzido?

Leis das Combinações Químicas

Massa Atômica, Massa Molecular, Mol

As leis que regem as reações químicas foram produzidas entre o final do século XVIII e início do século XIX, antes das teorias sobre átomos, fórmulas ou equações químicas. Essas leis são chamadas experimentais ou empíricas, uma vez que resultam apenas de experiências de laboratório. São classificadas em leis ponderais e leis volumétricas e servem para calcular quantidades de reagentes e produtos que participam de uma transformação.

O cálculo de quantidades envolve massas, número de partículas e volumes de reagentes e produtos. Hoje em dia, essas leis perderam o caráter empírico e podem ser aplicadas a todas as reações que não modifiquem o núcleo do átomo.

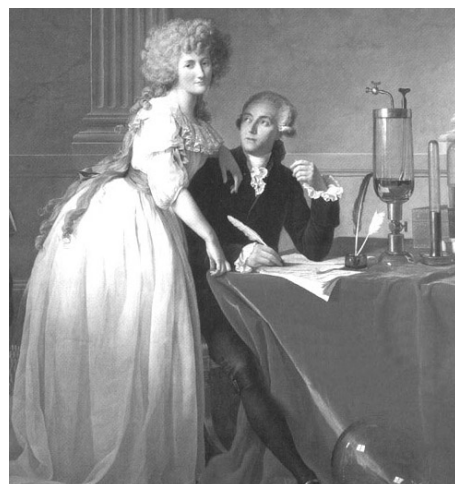
Leis ponderais

São leis que relacionam as massas das substâncias participantes das reações. Vamos tratar de duas delas: a lei da conservação da massa ou de Lavoisier e a lei das proporções constantes ou de Proust, que são amplamente utilizadas nos cálculos químicos.

Lei da conservação da massa ou lei de Lavoisier

Antoine Laurent Lavoisier foi um cientista francês que viveu entre 1743 e 1794. Formou-se em direito, estudou matemática, astronomia, mineralogia, física e química. Tornou-se um químico célebre e foi considerado o fundador, ou “pai” da química moderna.

Tornou-se um membro da Academia envolvendo-se em inúmeros trabalhos, inclusive com membros de academias estrangeiras. Mais tarde tornou-se Secretário do Tesouro e, em 1793, seu grupo de estudos foi decretado extinto pelo Estado, e Lavoisier foi preso. Julgado, foi declarado conspirador contra o povo da França por corresponder-se com inimigos, e foi guilhotinado em 8 de maio de 1794.



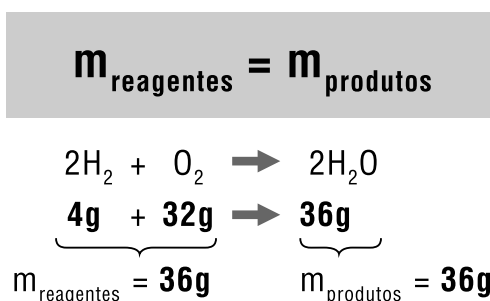
Antoine Laurent Lavoisier

Antes de Lavoisier, a química não tinha base experimental e tudo girava em torno de magia e suposições.

No entanto, após inúmeras experiências, em 1774, Lavoisier enunciou:

“Quando uma reação química ocorre em um sistema fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.”

Portanto

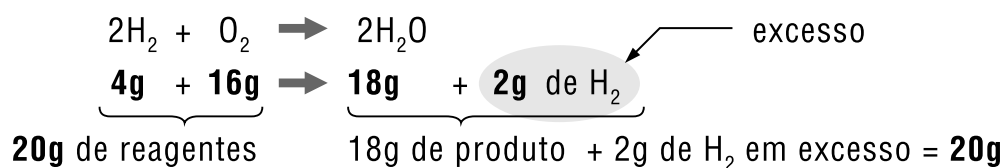


A massa total das substâncias que participam de uma reação química não se modifica, apesar das substâncias se modificarem.

Ao reagirmos 2g de hidrogênio com 16g de oxigênio, obtaremos 18g de água. Mesmo quando há excesso de um dos reagentes, a massa permanecerá constante.



Quando 4g de hidrogênio forem colocados para reagir com 16g de oxigênio, o resultado será 18g de água e 2g de hidrogênio que não reagirão. Portanto, a massa total permanecerá constante. Nesse caso, obteremos 18g de água e 2g de hidrogênio sem reagir, resultando em 20g.



Segundo essa lei, verifica-se que a soma das massas das substâncias reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

A lei de Lavoisier foi bastante questionada quando a Teoria da Relatividade foi enunciada por Einstein porque, segundo ela, existe a possibilidade de se transformar matéria em energia e vice-versa. Daí conclui-se que, quando houver desprendimento de energia em uma reação, a massa total após a reação será menor. Apesar dessa teoria, a lei de Lavoisier continua sendo praticamente correta, pois a variação de massa em uma reação qualquer é praticamente desprezível. A lei de Lavoisier só não pode ser aplicada às reações nucleares porque, nesse caso, a energia desprendida é muito grande.

Lei das proporções constantes ou lei de Proust

Proust (1754-1826) foi um cientista francês contemporâneo de Lavoisier. Variando proporcionalmente as massas dos reagentes, ele descobriu que, se dobrasse, por exemplo, as massas de todos os reagentes, as massas dos produtos obtidos também dobraria. Como a proporção entre as massas era constante, Proust enunciou:

“A proporção de massa com que os elementos se combinam para formar um composto é sempre constante.”

Por exemplo, são necessários 2g de hidrogênio e 16g de oxigênio para a formação de 18g de água. Há, portanto, uma proporção em massa de 1:8:9. Essa proporção se mantém quer seja para produzirmos 2,7g ou 90g de água, por exemplo.

Em 2,7g de água, usam-se 0,3g de H₂ e 2,4g de O₂ e em 90g, usam-se 10g de H₂ e 80g de O₂.

Veja como a proporção se manteve:

	2H ₂	+ O ₂	→ 2H ₂ O	proporção
	2g	16g	18g	1 : 8 : 9
x 0,15	0,3g	2,4g	2,7g	1 : 8 : 9
x 5	10g	80g	90g	1 : 8 : 9

A proporção se mantém constante, pois todas as massas da segunda linha, por exemplo, foram obtidas multiplicando-se cada valor da primeira por 0,15. As massas da terceira linha são obtidas multiplicando-se os valores da primeira por 5. Como os valores são múltiplos, eles também podem ser divididos pelos mesmos números.

Hipótese de Avogadro

“A relação entre os volumes das substâncias gasosas que participam de uma reação pode ser expressa por números inteiros e simples”, porém a relação em massa dos participantes dessa mesma reação é fixa mas não simples. Isso significa que, normalmente, ela não é expressa por números inteiros.

hidrogênio + cloro → cloreto de hidrogênio				
m _H = 1g	m _{Cl} = 35,5g	m _{HCl} = 36,5g	proporção em massa	
V _H = 10 L	V _{Cl} = 10 L	V _{HCl} = 20 L	proporção em volume	

Relação ponderal (em massa): 1:35,5:36,5 relação fixa, mas de números *não-inteiros*.

Relação volumétrica (em volume): 1:1:2, relação fixa e de números inteiros.

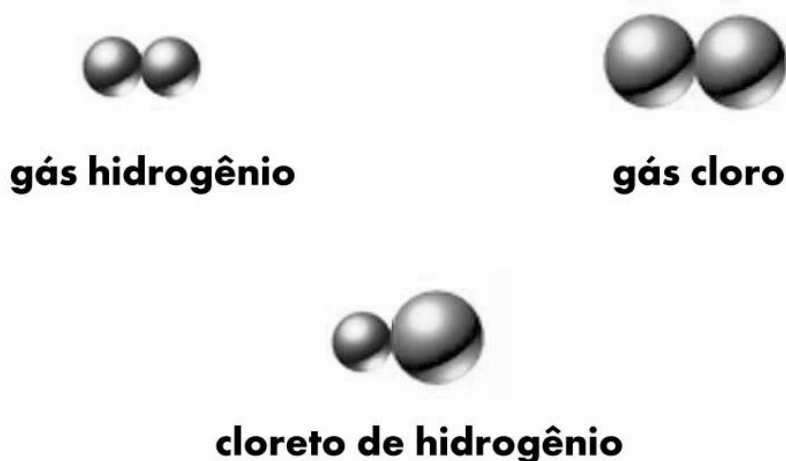
Para explicar os casos de reação em que há contração de volume, Avogadro introduziu a idéia de que os átomos deveriam formar moléculas e enunciou:

“Volumes iguais de quaisquer gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm igual número de moléculas.”

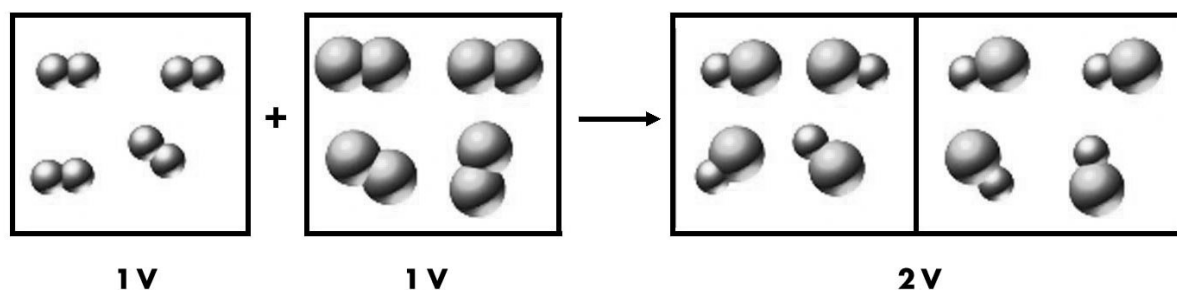
Veja como essa hipótese pode ser aplicada aos exemplos utilizados na lei de Gay-Lussac:

1. Formação do cloreto de hidrogênio:

As substâncias participantes dessa reação são formadas por moléculas:



Considerando os gases nas mesmas temperatura e pressão, podemos esquematizar a reação:



Portanto a proporção em volume é 1:1:2.

2. Formação da amônia:

As moléculas das substâncias são:



gás hidrogênio

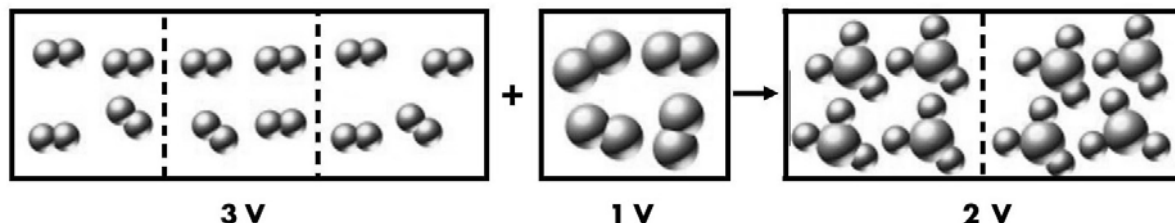


gás nitrogênio



gás amônia

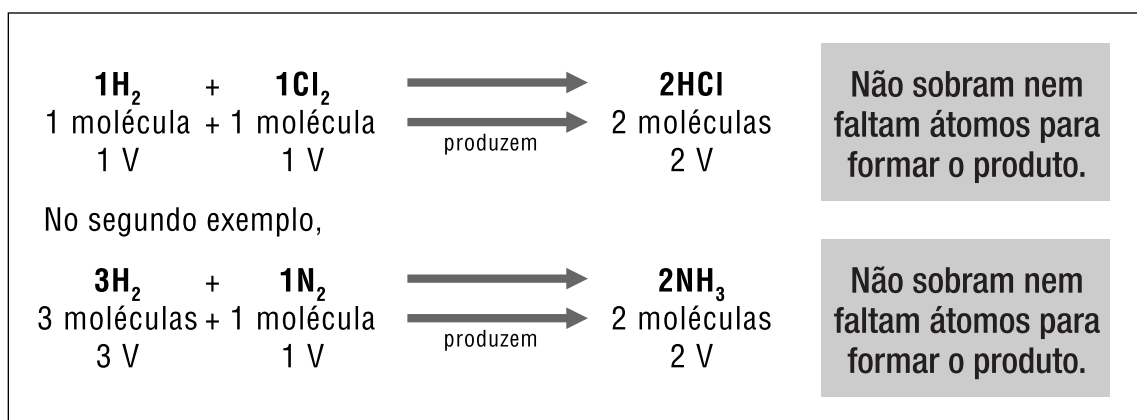
Representando a reação com as moléculas, temos:



Como cada molécula de *amônia possui quatro átomos* e cada uma das moléculas de partida tem apenas *dois*, o volume ocupado pelas moléculas de amônia será menor que a soma dos volumes ocupados pelos reagentes (metade).

Se compararmos dois gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, independentemente do tamanho de suas moléculas, volumes iguais desses gases conterão o mesmo número de moléculas.

Repare que essas proporções em volume são exatamente os coeficientes das equações.



Massa atômica

Para exprimir uma grandeza, costuma-se compará-la a um padrão conveniente. Uma massa de 10kg, por exemplo, corresponde a dez vezes a massa padrão de 1kg. O quilograma é uma

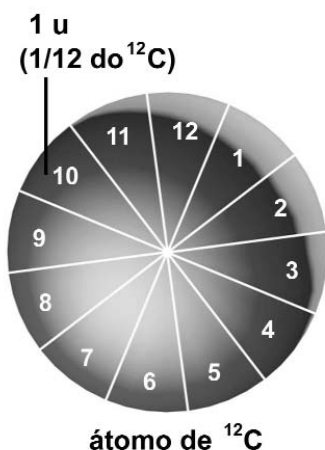
unidade de medida conveniente para pesarmos tomates, por exemplo. Se quiséssemos pesar átomos, o quilograma seria uma unidade de medida muito grande.

A determinação da massa de átomos, moléculas ou íons requer um padrão de medida compatível, isto é, algo que também tenha massa muito pequena, comparável à massa dos átomos.

Unidade de massa atômica (u)

Padrão de medida da massa de átomos, a unidade de massa atômica (u) foi definida como sendo:

“Unidade de massa atômica (u) é a massa correspondente a $1/12$ da massa do isótopo do carbono-12.”



Massa atômica (MA)

A massa do átomo é obtida tomando-se como referência a unidade de massa atômica.

“Massa atômica é a massa do átomo expressa em u e indica quantas vezes a massa de um átomo é maior que $1/12$ da massa do átomo de carbono-12.”

Veja alguns exemplos:

I. O átomo de ^{24}Mg é 24 vezes mais pesado que $1/12$ da massa do átomo de carbono-12.
Portanto, MA do Mg = 24.

II. O átomo de ^1H possui massa igual a $1/12$ da massa do átomo de carbono-12.
Portanto, MA do H = 1.

Massa de um elemento

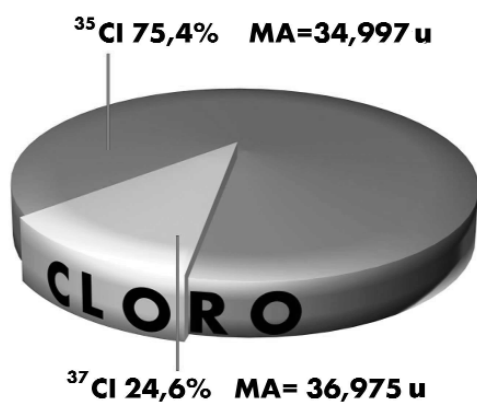
A maioria dos elementos é formada por uma mistura de isótopos, isto é, átomos que possuem o mesmo número atômico, mas têm massas diferentes. Sendo assim, como calcular a massa de um elemento químico?

“A massa atômica de um elemento é igual a média ponderada das massas de seus isótopos.”

Veja o caso do cloro:

O elemento químico cloro é uma mistura de dois isótopos: na seguinte proporção:

75,4% de ^{35}Cl e 24,6% de ^{37}Cl . A massa do elemento cloro será:



$$m_{\text{Cl}} = \frac{24,6 \cdot 37 + 75,4 \cdot 35}{100}$$

$$m_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ u}$$

A massa média do cloro é 35,5 u.
Isso indica que, em média, o cloro é 35,5 vezes mais pesado que metade da massa de carbono-12.

Não existe cloro de massa 35,5 u. Essa é a *média ponderada* dos isótopos!

Massa molecular

“Massa molecular é a massa de uma ‘molécula’ expressa em u.”

Para o cálculo da massa molecular, basta somar as massas atômicas de todos os átomos dos elementos constituintes da substância.

Veja os seguintes exemplos:

- I. A substância cloro, Cl_2 , é formada por 2 átomos do elemento Cl cuja
MA = 35,5 u.
MM do Cl_2 = $2 \cdot \text{MA do Cl}$
MM do Cl_2 = $2 \cdot 35,5 \text{ u} = 71 \text{ u}$

II. A substância sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, é formada por:

12 átomos de C \rightarrow MA = 12 u

22 átomos de H \rightarrow MA = 1 u

11 átomos de O \rightarrow MA = 16 u

MM da sacarose = $12 \cdot \text{MA do C} + 22 \cdot \text{MA do H} + 11 \cdot \text{MA do O}$

MM da sacarose = $12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16$

MM da sacarose = $144 + 22 + 176$

= 342 u

Nota: Compostos iônicos, que não são moléculas, têm suas massas calculadas da mesma forma.

Constante de Avogadro

Se estivermos interessados em saber quantos átomos, moléculas, íons, elétrons ou outras partículas há em uma amostra de uma substância, utilizamos um número conhecido como constante de Avogadro.

“A constante de Avogadro é o número de átomos de ^{12}C contido em 0,012kg desse isótopo. Seu valor é $6,02 \cdot 10^{23}$.”

Mol

É a quantidade de matéria que contém tantas entidades elementares quantos forem os átomos de ^{12}C contidos em 0,012kg desses átomos.

Exemplos:

- Um mol de carbono (C) contém $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono.
- Um mol de gás oxigênio (O_2) contém $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 .
- Um mol de iodeto de potássio (KI – composto iônico) contém $6,02 \cdot 10^{23}$ íons K^+ e $6,02 \cdot 10^{23}$ íons I^- . No total, um mol da substância possui $12,04 \cdot 10^{23}$ íons.

Massa molar (MM)

“É a massa da substância que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades. A massa molar é expressa em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.”

A massa molar é a massa de um mol de qualquer material.

No caso dos elementos químicos, ela é numericamente igual à própria massa atômica do elemento.

Elemento	MA	Massa molar
C	12u	12g · mol ⁻¹
Na	23u	23g · mol ⁻¹

Para uma substância, a massa molar é numericamente igual à massa molecular.

Substância	MM	Massa molar
H ₂ O	18u	18g · mol ⁻¹
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	342u	342g · mol ⁻¹

Consequências das leis: cálculo de fórmulas

Segundo Lavoisier, a massa se conserva na transformação; e, de acordo com Proust, há uma proporção constante entre as massas dos átomos presentes em uma substância. A partir dessas leis, é possível calcular a composição em massa de um material. Analisaremos como é possível obter a composição centesimal em massa de uma substância, isto é, a porcentagem de participação em massa de cada elemento que compõe uma substância, a fórmula mínima a partir da composição centesimal e a fórmula molecular.

Composição centesimal

As fórmulas são determinadas experimentalmente. Analisando a composição de um material, é possível determinar a porcentagem de participação de cada constituinte.

“Composição centesimal de uma substância é a porcentagem, em massa, dos elementos formadores dessa substância.”

A água, por exemplo, tem uma composição fixa, isto é, cada molécula possui sempre dois átomos de hidrogênio para cada átomo de oxigênio. Em 100g de água há sempre 11,11g de hidrogênio e 88,89g de oxigênio. A composição centesimal da água é 11,11% de H e 88,89% de O.

Exemplos:

Quais são as composições centesimais das substâncias abaixo, conhecendo-se apenas as massas atômicas do carbono – 12, e hidrogênio – 1.



Resolução:

a) Massa molar do $\text{C}_2\text{H}_4 = 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 = 28 \text{ g/mol}$

C	28g	—————	100%	
	24g ($2 \cdot 12$)	—————	x	x = 85,7% de C
H	28g	—————	100%	
	4g ($4 \cdot 1$)	—————	y	y = 14,3% de H

b) Massa molar do $\text{C}_3\text{H}_8 = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44 \text{ g/mol}$

C	44g	—————	100%	
	36g ($3 \cdot 12$)	—————	x	x = 81,8% de C
H	44g	—————	100%	
	4g ($4 \cdot 1$)	—————	y	y = 18,2% de H

Resposta: **a) C – 85,7% e H – 14,3%; b) C – 81,8% e H – 18,2%**

Note que a soma das porcentagens deve resultar nos 100% ou um valor muito próximo, devido aos arredondamentos.

Fórmula mínima

A partir das composições centesimais, que são determinadas experimentalmente, foi possível encontrar as proporções entre os números de átomos de cada elemento que compõe uma fórmula.

“Fórmula mínima é a fórmula que indica a proporção entre os números de átomos de cada elemento participante de uma substância. Ela é dada pelos menores números inteiros possíveis.”

A fórmula mínima pode coincidir com a fórmula real da substância, mas ela representa apenas a proporção entre os elementos e não exatamente a fórmula da substância.

Exemplos:

Verifica-se que a combustão de 6,4g de enxofre resulta em 12,8g de SO_2 . Qual é a composição centesimal do composto resultante? (Dados: MA do S — 32 g/mol e MA do O — 16 g/mol).

Resolução:

A reação em questão é: $\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

A combustão significa reação do material com oxigênio. Para formar 12,8g de SO_2 foram consumidos 6,4g de S, o restante da massa se deve ao oxigênio. Portanto:

S	12,8g	—————	100%	
	6,4g	—————	x	x = 50%
O	12,8g	—————	100%	
	6,4g (12,8 – 6,4)	———	y	y = 50%

Resposta: **a composição centesimal é S – 50%; O = 50%.**

Determine a fórmula mínima de um composto formado por 25,53% de K, 35,37% de Cr e 38,10% de O (massas atômicas: K — 39; Cr — 52; O — 16).

Resolução:

Podemos “traduzir” essas porcentagens em massa. Supondo 100g da substância, teríamos 25,53g de K, 35,37g de Cr e 38,10g de O.

Calculando o número de mols em quantidade de matéria presente em cada uma dessas massas teremos:

$$\text{K} \quad \frac{25,53}{39} = 0,68 \text{ mol} \quad \text{Cr} \quad \frac{35,37}{52} = 0,68 \text{ mol} \quad \text{O} \quad \frac{38,10}{16} = 2,38 \text{ mol}$$

A fórmula empírica seria $\text{K}_{0,68}\text{Cr}_{0,68}\text{O}_{2,38}$.

A fórmula mínima é dada pelos menores números inteiros possíveis. Podemos dividi-los pelo menor deles.

$$\text{K} \quad \frac{0,68}{0,68} = 1 \quad \text{Cr} \quad \frac{0,68}{0,68} = 1 \quad \text{O} \quad \frac{2,38}{0,68} = 3,5$$

Como nem todos os números ficaram inteiros, podemos multiplicar todos por 2 e chegar na proporção 2 : 2 : 7.

Resposta: **$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.**

Fórmula molecular

Conhecendo-se a massa molar e a fórmula mínima de uma substância é possível determinar sua fórmula real, chamada de fórmula molecular.

Exemplo:

Determine a fórmula do sal hidratado que encerra 18,3% de Ca, 32,4% de Cl e 49,3% de H₂O sabendo que sua massa molar é 219 g · mol⁻¹.

(Massas atômicas: Ca — 40; Cl — 35,5; O — 1).

Resolução:

Podemos calcular inicialmente a fórmula mínima. Em 100g de sal há 18,3g de Ca, 32,4g de Cl e 49,3g de H₂O.

Calculando o nº de mols:

$$\text{Ca} \quad \frac{18,3}{40} = 0,46 \text{ mol} \quad \text{Cl} \quad \frac{32,4}{35,5} = 0,91 \text{ mol} \quad \text{H}_2\text{O} \quad \frac{49,3}{18} = 2,74 \text{ mol}$$

Dividindo todos pelo menor deles:

$$\text{Ca} \quad \frac{0,46}{0,46} = 1 \quad \text{Cl} \quad \frac{0,91}{0,46} = 2 \quad \text{H}_2\text{O} \quad \frac{2,74}{0,46} = 6$$

A fórmula mínima é **CaCl₂ · 6H₂O**.

Para calcular a fórmula molecular é preciso calcular a massa da fórmula mínima e comparar com a massa molar do enunciado.

$$\begin{aligned} \text{Massa molar de CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} &= 1 \cdot 40 + 2 \cdot 35,5 + 6 \cdot 18 \\ &= 40 + 71 + 108 = \\ &= \mathbf{219 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \end{aligned}$$

Por coincidência, é igual à massa molar dada. Portanto, a fórmula mínima é igual à fórmula molecular.

Resposta: **CaCl₂ · 6H₂O**.

EXERCÍCIOS

1. (FEI) Enuncie a lei de Lavoisier.
2. Indique as massas dos reagentes necessárias para que a reação esteja de acordo com a lei de Lavoisier:

NaOH +	HCl →	NaCl +	H ₂ O
x	36,5g	58,5g	18g
2g	y	2,93g	0,9g

3. Magnésio metálico reage em um sistema aberto com o gás oxigênio do ar resultando em óxido de magnésio, um pó branco. Determinando a massa inicial e final do sistema, percebemos que há um aumento de massa. Explique:
 - a) o que ocasionou esse aumento?
 - b) a reação ocorreu de acordo com a lei de Lavoisier? Por quê?
4. São realizadas duas experiências onde é estudada uma mesma reação, representada pela equação química: $A + B \rightarrow C$. Complete a tabela a seguir que representa valores de massa dos compostos envolvidos na reação aqui referida e cite as leis ponderais utilizadas.

experiência	A	+	B	→	C
primeira	20g		x		50g
segunda	y		15g		z

5. Quais são as massas molares de:
 - a) C_2H_5OH
 - b) SO_3
 Dadas as massas atômicas:
 $C = 12$; $H = 1$; $O = 16$; $S = 32$.
6. Quais são as massas, em g, de:
 - a) 1 mol de moléculas de H_2O
 - b) 3,5 mols de Zn
 - c) $6,02 \cdot 10^{25}$ moléculas de O_3
 Dadas as massas atômicas:
 $H = 1$; $O = 16$; $O = 16$; $Zn = 65$.
7. Qual é a massa de um átomo de Ca expressa em g? Dado:
 $MA_{Ca} = 40 \text{ u}$

8. Considere um recipiente contendo 600g de metano (CH_4). Dados $\text{MA}_\text{C} = 12$; $\text{MA}_\text{H} = 1$. Calcule:
- a quantidade de matéria ou número de mols de metano;
 - o número de moléculas de metano contidas no recipiente;
 - o número total de átomos.
9. $1,204 \cdot 10^{25}$ moléculas de uma substância S pesam 520g. Qual é a massa molar de S?
10. (Unifesp-SP) Na formação do anidrido sulfuroso, a partir de enxofre e oxigênio, se usarmos 32g de enxofre, obteremos 64g do anidrido. Se usarmos 10g de enxofre, qual será a massa de anidrido obtida?
- 20g.
 - 10g.
 - 32g.
 - 64g.
 - 5g.
11. (Unimep-SP) Com respeito à tabela:
- | | | | | |
|---------|---|----------|---|---------------|
| carbono | + | oxigênio | → | gás carbônico |
| 12 g | | x | | 44 g |
| y | | 16 g | | z |
- O valor de x é 32g.
 - O valor de y é 6g.
 - O valor de z é 22g.
 - Os cálculos usaram as leis de Lavoisier e Proust.
- apenas I, II e III são corretas.
 - apenas I e III são corretas.
 - apenas I e II são corretas.
 - apenas I é correta.
 - todas são corretas.
12. Calcule a massa atômica do hidrogênio sabendo-se que a massa do carbono é 12 vezes maior que a massa do hidrogênio.
13. Sabendo-se que massa atômica do oxigênio é aproximadamente 16, determine a relação entre ela e a massa do carbono.
14. Determinar a massa de 1 mol de hélio expressa em u.
15. A massa do átomo de um elemento é $8 \cdot 10^{-23}\text{g}$. Qual é a massa atômica do elemento?
16. Qual é a quantidade de matéria e quantos átomos há em 1kg de mercúrio?
17. Qual é a quantidade de matéria existente em 640g de enxofre?

18. Em uma certa quantidade de hidrogênio há 25 mols de moléculas. Qual é a quantidade de hidrogênio em gramas?
19. (UNIP) 1000 kg de água do oceano contêm 0,2mg de ouro dissolvido. O número de átomos de ouro em 1 grama de água do oceano é...
- a) $6,12 \cdot 10^{17}$ c) $6,00 \cdot 10^{10}$ e) n.d.a.
b) $3,30 \cdot 10^{-21}$ d) $6,00 \cdot 10^{11}$
20. (Unip-SP) A massa atômica do Laurêncio é 257. A respeito da massa de um átomo de laurêncio, um estudante afirma que:
- I. Pesa 257g. IV. Pesa $25,7 \cdot 1,66 \cdot 10^{-23}$ g.
II. Pesa 257u V. Pesa $25,7 \cdot 1,66 \cdot 10^{-25}$ g.
III. Pesa $257 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}$ g.
- São corretas:
- a) Todas. c) II, III e IV e) II e V
b) I, II e V d) II, III e V
21. (UFPA) Considerando-se que 18% da massa do corpo humano é constituída por átomos de carbono, um indivíduo pesando 70kg portará um número de átomos de carbono aproximadamente igual a:
- a) $6,321 \cdot 10^{26}$ b) $11,16 \cdot 10^{27}$
22. Se um pacote de açúcar, pesando 3kg, fosse chamado de u.m.a., uma saca com 60kg de açúcar teria a massa de:
- a) 20 u.m.a. c) 60 u.m.a. e) 180 u.m.a.
b) 20kg d) 3 u.m.a.
23. Qual a massa em gramas e em unidades de massa atômica de uma molécula de glicose? ($C_6H_{12}O_6$)
Dados: C = 12, H = 1, O = 16.
24. (Funest-SP) Quantos átomos há em uma amostra de $4 \cdot 10^{-4}$ g de cálcio?
25. (UFRR) O nitrato de amônio (NH_4NO_3) é utilizado em adubos como fonte de nitrogênio. Calcule o valor percentual em massa de nitrogênio nesse composto.

- 182

Estudo dos Gases

Vivemos envoltos por uma camada de gases conhecida como atmosfera, sem a qual seria impossível a manutenção da vida tal qual a conhecemos. A matéria no estado gasoso tem inúmeras aplicações. Entre elas podemos citar os gases utilizados em sistemas de refrigeração de geladeiras e de ar-condicionado, que realizam trocas de calor, e alguns *sprays* que utilizam um gás para empurrar líquidos para fora da embalagem, entre outras. A possibilidade de expansão e compressão dos gases, propriedades características desse estado da matéria, permite o funcionamento dos motores à explosão interna de automóveis, por exemplo. Neste capítulo, vamos conhecer um pouco mais sobre as características e propriedades desse estado físico da matéria.

Estados da matéria

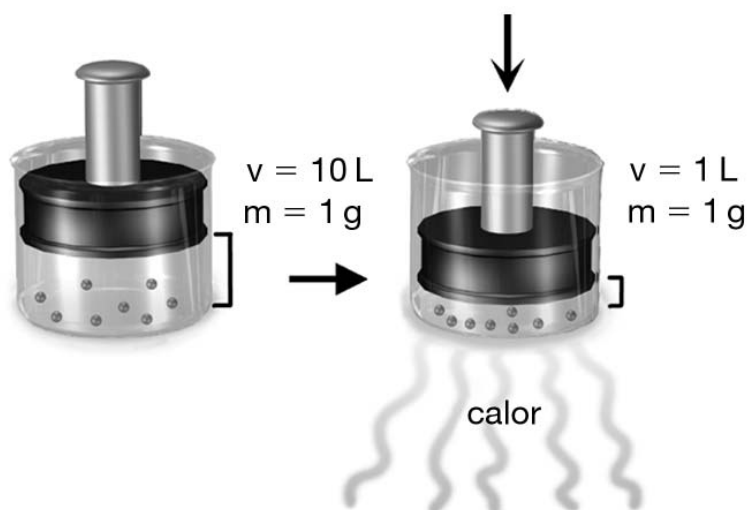
A maior parte da matéria de nosso planeta pode ser encontrada em três estados físicos: sólido, líquido e gasoso.

No estado sólido, as partículas estão tão próximas umas das outras que, praticamente, as distâncias entre elas não variam. Como consequência, a matéria sólida apresenta forma e volume definidos.

O estado líquido apresenta distâncias maiores entre as partículas, permitindo uma certa mobilidade de umas em relação às outras. Essa propriedade faz com que o material no estado líquido ocupe um determinado volume, mas não tenha forma definida.

No estado gasoso, o espaço entre as partículas é relativamente grande. Com isso, a mobilidade das partículas é quase total e aleatória, fazendo com que os gases não tenham forma nem volume definidos. Eles possuem a forma e o volume dos recipientes que os contêm.

Quando aplicamos ou removemos calor (energia) de um material, podemos fazê-lo mudar de estado físico. Se tomarmos, por exemplo, um gás e aplicarmos nele uma determinada pressão, ele perderá energia na forma de calor.



Por meio da compressão, a energia cinética (relativa ao movimento), existente entre as partículas, transforma-se em calor e estas se aproximam mais umas das outras, transformando o gás em líquido. Continuando a pressionar um líquido, este perderá ainda mais energia, transformando-se em um sólido. Cada etapa da mudança de estado físico tem uma denominação apropriada, como já vimos em capítulo anterior.

Teoria cinética dos gases

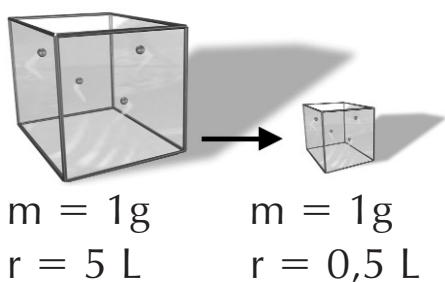
Para explicar as propriedades dos gases, foi criada uma teoria conhecida como *teoria cinética dos gases*, que pode ser resumida nos seguintes itens:

1º No estado gasoso, as moléculas estão separadas e em movimentação constante e desordenada em todas as direções e sentidos.

2º Devido a essa movimentação livre, ocorrem choques das moléculas entre si e contra as paredes internas do recipiente que contém o gás. As colisões são perfeitamente elásticas, isto é, não há perda nem ganho de energia para o meio.

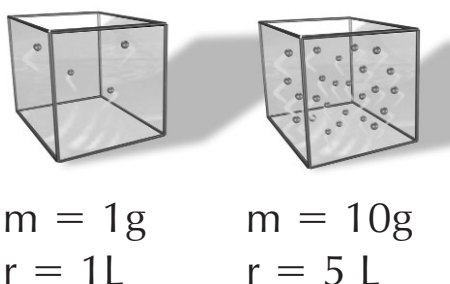
Esses choques provocam uma força aplicada pelo gás contra a superfície do recipiente, a qual denominamos pressão do gás ou pressão de vapor. Ela varia de intensidade, e por isso, pode provocar modificações nos sistemas.

Uma das formas de alterar a pressão de um gás é diminuindo o volume que ele ocupa. Suponha, por exemplo, um recipiente fechado contendo uma certa quantidade de gás como na figura a seguir. Se diminuirmos o volume desse recipiente e mantivermos a mesma quantidade de gás em seu interior, haverá maior possibilidade de ocorrerem choques contra as paredes internas já que elas estarão mais próximas umas das outras. Os choques serão mais frequentes, ocasionando um aumento da pressão. Logo, quando *diminuímos* o volume ocupado por uma quantidade de gás, mantendo a temperatura constante, *aumentamos* sua pressão.



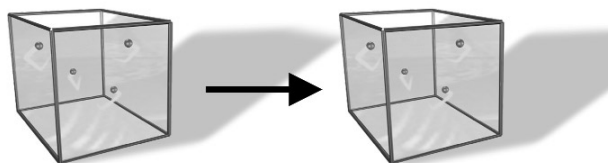
Diminuindo 10 vezes o volume, aumentamos a frequência de choques e a pressão se torna 10 vezes maior.

Uma outra forma de aumentar a pressão é aumentando a quantidade do gás em um mesmo recipiente. Havendo muito mais moléculas, haverá muito mais choques, o que também resultará em um *aumento* de pressão.



Aumentando o número de moléculas em 10 vezes a frequência de colisões é 10 vezes maior.

A pressão de um gás no interior de um recipiente pode, ainda, ser *aumentada* pela elevação da temperatura. Mantendo-se o volume constante e aumentando a temperatura, as moléculas se deslocam mais rapidamente, provocando um aumento da energia cinética das partículas que por sua vez provoca um aumento da freqüência de choques contra as paredes internas do recipiente.



$$m = 1\text{ g}$$

$$r = 10\text{ L}$$

$$t = 100\text{ K}$$

$$m = 1\text{ g}$$

$$r = 10\text{ L}$$

$$t = 400\text{ K}$$

O aumento da temperatura provoca o aumento de pressão, pois faz as moléculas se movimentarem mais rapidamente.

O aumento da temperatura provoca o aumento de pressão, pois faz com que as moléculas se movimentem mais rapidamente

Resumindo, a pressão de um gás pode ser aumentada por três fatores:

- Aumento do número de moléculas;
- aumento da temperatura e
- diminuição do volume que ele ocupa.

3º Como as moléculas dos gases estão relativamente longe umas das outras, quando dois ou mais gases se encontram em um mesmo recipiente, suas moléculas podem se misturar facilmente. Essa mistura é sempre homogênea.

Variáveis de estado

O estado gasoso, como já dissemos, é bastante influenciado pelo volume (V), temperatura (T) e pressão (P) do ambiente onde se encontra.

O *volume* de gás é comumente dado em litros (L), metros cúbicos (m^3), decímetros cúbicos (dm^3) etc. Para converter uma unidade de medida em outra, podemos utilizar a tabela a seguir:

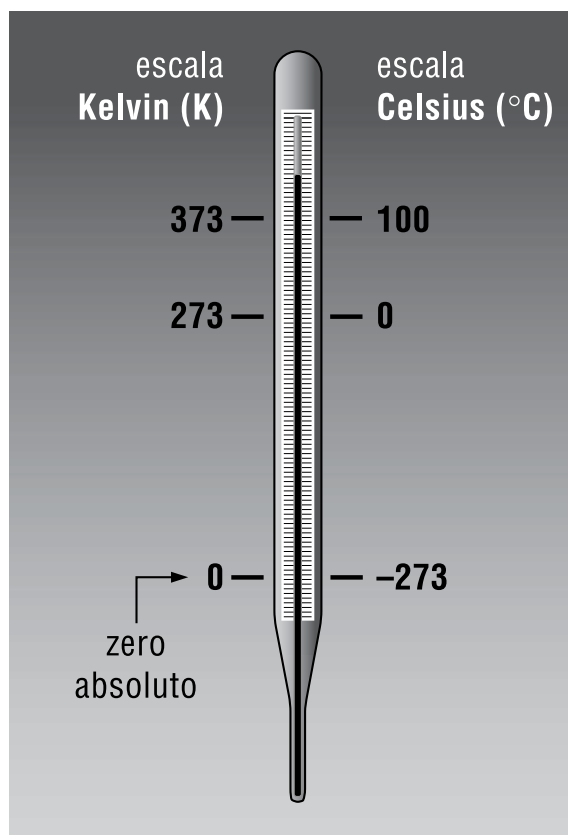
$$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ dm}^3 = 10^3 \text{ L}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} = 10^3 \text{ cm}^3 = 10^3 \text{ mL}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL} = 10^{-3} \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ L}$$

A *temperatura* de um sistema expressa a agitação entre as partículas do gás. Quanto maior for a temperatura, mais agitadas estarão essas partículas e, portanto, maior será a energia cinética. Ela pode ser expressa em graus Celsius (°C), Kelvin (K) etc. Veja a comparação entre as escalas:



Para converter uma escala de temperatura em outra utilizamos:

$$t_{(K)} = t_{(°C)} + 273$$

Temperatura na escala Kelvin e o zero absoluto

Diminuindo progressivamente a temperatura de um recipiente contendo um gás, haverá redução da agitação de suas moléculas. Essa redução pode ocorrer, teoricamente, até que todas as moléculas que constituem o gás fiquem paradas. Nesse momento, a temperatura da amostra teria atingido o *zero absoluto*, a menor temperatura existente. Experimentos demonstram que a agitação molecular é, de fato, reduzida com a diminuição da temperatura, embora, na prática, ainda não tenha sido possível alcançar o zero absoluto em laboratório. O zero absoluto corresponde a -273°C ou 0 K.

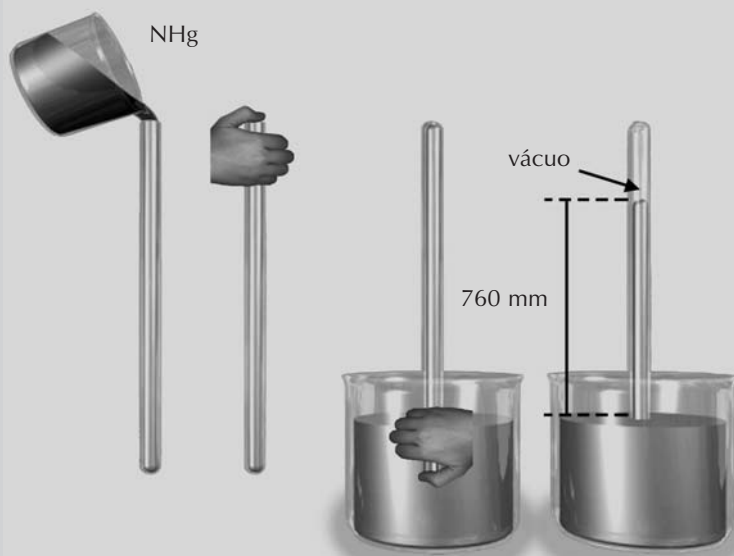
A escala kelvin foi criada por William Thompson, também conhecido como Lord Kelvin, que atribuiu os valores 273 K para a temperatura de fusão da água e 373 K para a de ebulição.

A *pressão* é uma grandeza que pode ser definida como a força que um material exerce sobre a área de uma superfície ($P=F/S$). Para um gás, a pressão é a força exercida sobre as paredes do recipiente com as quais ele se choca continuamente. Quanto maior for a frequência desses choques, maior será a pressão por ele exercida.

Os gases da atmosfera exercem uma força sobre a superfície do nosso planeta. Veja como a pressão atmosférica foi descoberta.

Experiência de Torricelli

O físico italiano, Evangelista Torricelli, conseguiu medir a pressão que a atmosfera exerce sobre a superfície da Terra utilizando o seguinte experimento:



Um tubo de aproximadamente 80 cm de altura, completamente cheio de mercúrio, é emborcado numa cuba também com mercúrio. Verifica-se que o mercúrio desce no tubo e pára a uma certa altura, que mede a pressão atmosférica no local da experiência. Se realizada no nível do mar a altura do mercúrio no tubo em relação ao nível do mercúrio na cuba será igual a

76 cm ou 760 mm. Isso quer dizer que a pressão atmosférica no nível do mar é igual a 760 mmHg. Essa pressão foi chamada atmosfera (1 atm). A unidade (mmHg) foi chamada de torricelli (torr) em homenagem ao grande físico italiano Evangelista Torricelli.

A pressão é comumente expressa em atmosferas (atm), milímetros de mercúrio (mmHg), torr (torr) etc.

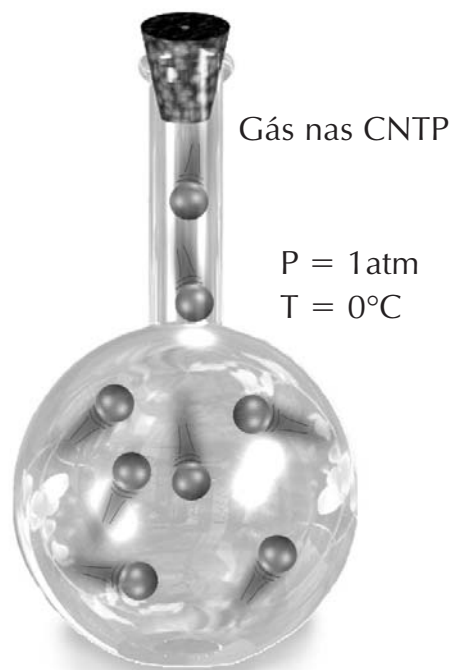
Para converter uma unidade em outra podemos utilizar

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

$$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ torr} = \frac{1}{760} \text{ atm}$$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP)

Quando um gás encontra-se na temperatura de 0°C , considerada temperatura normal, sob pressão de 1 atm (atmosfera), pressão no nível do mar ou pressão normal, dizemos que ele se encontra em CNTP, CN ou TPN.



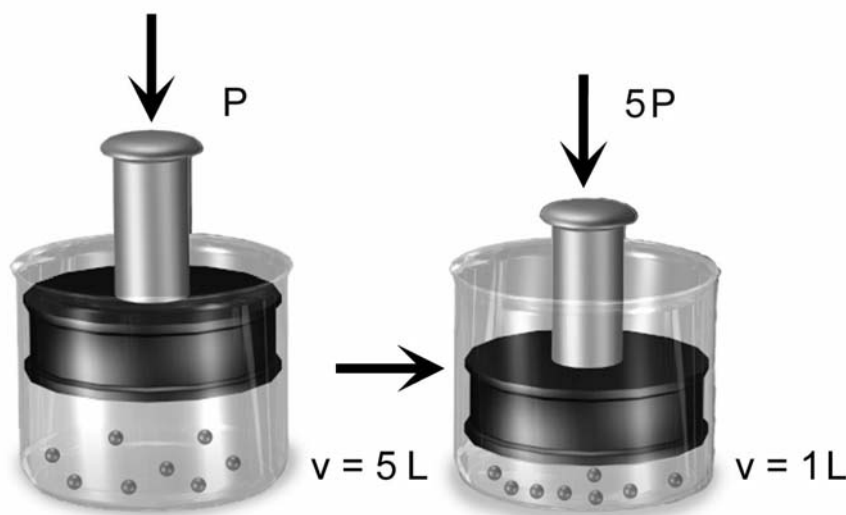
São as leis que permitem prever o comportamento de um gás, caso sejam mantidos constantes a temperatura, a pressão e o volume do gás, respectivamente.

Lei de Boyle-Mariotte

Robert Boyle e Edme Mariotte estudaram a compressibilidade dos gases à temperatura constante.

Veja qual é o efeito da pressão sobre o volume de um sistema, mantendo-se a temperatura constante, com o seguinte exemplo:

Considere um recipiente cujo volume seja variável:

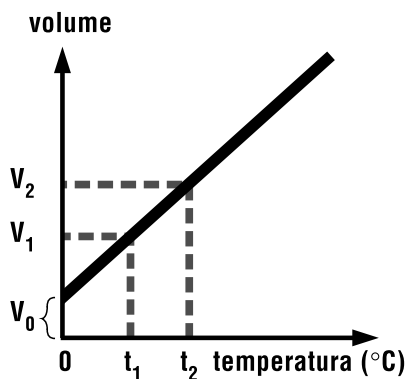


Inicialmente, o gás está submetido a uma pressão P e ocupa um volume de 5 litros. Aplicando-se uma pressão 5 vezes maior, o volume se torna 5 vezes menor.

Conclusão:

Se a temperatura e o número de partículas do gás não se alterarem, podemos observar que o *aumento* de pressão causa uma *diminuição* proporcional do volume do gás.

Utilizando vários valores de pressão, foi possível obter volumes proporcionais às pressões aplicadas e, com os dados de suas observações, foi possível montar um gráfico chamado de *isoterma* que significa “temperatura igual”.



Transformações isotérmicas são alterações de volume obtidas por meio da variação da pressão sem alteração da temperatura.

Para calcular os volumes dos gases em função de sua pressão temos:

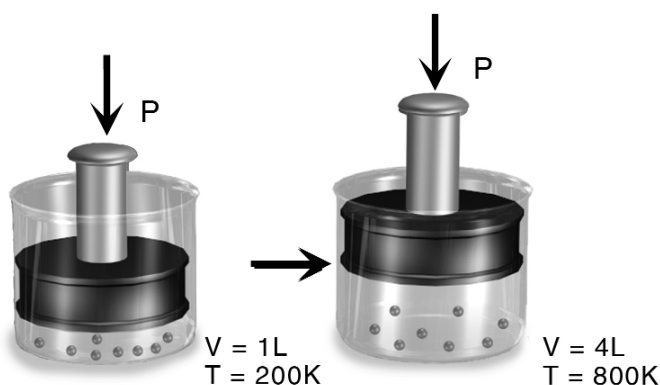
$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Leis de Charles e Gay-Lussac

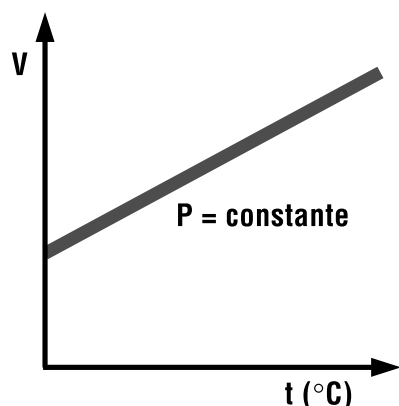
O volume e a pressão de um gás variam de acordo com a temperatura.

Segundo Charles e Gay-Lussac, mantendo a pressão constante, quando a temperatura do gás aumenta, ocorre um aumento de volume e vice-versa.

Considere uma certa quantidade de gás dentro de um recipiente, cujo volume pode ser alterado pela transformação do gás em seu interior. No início, a temperatura do gás é, por exemplo, 200K e o volume ocupado é de 1 L. Mantendo-se a pressão constante, P , se a temperatura aumentar 4 vezes, o volume ocupado pelo gás também aumentará 4 vezes.



Utilizando várias temperaturas foi possível observar uma variação proporcional de volume e construir o gráfico a seguir:



o qual demonstra uma relação diretamente proporcional entre V e T à pressão constante.

Conclusão:

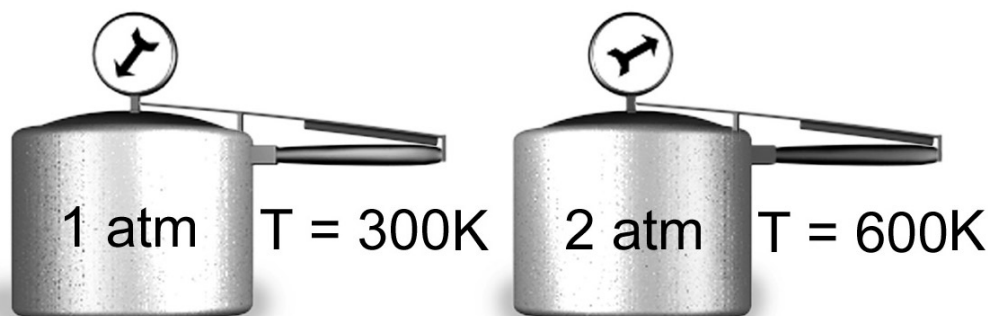
À pressão constante, o volume ocupado por uma quantidade fixa de gás aumenta proporcionalmente com o aumento da temperatura.

Transformações onde a pressão é mantida constante são chamadas *isobáricas*.

Para calcular o volume em função da temperatura podemos utilizar:

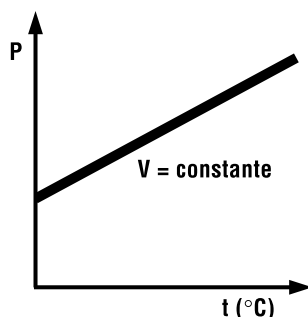
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Considere agora um sistema cujo volume é constante. Se aumentarmos a temperatura, a pressão também aumentará proporcionalmente. Considere, por exemplo, um sistema que contém uma certa quantidade de gás à 300K exercendo uma pressão de 1 atm. Se a temperatura dobrar, a pressão exercida pelo gás também dobrará.



Isso demonstra que T e P são variáveis diretamente proporcionais, mantendo-se o volume constante.

Variando-se a temperatura, são obtidos valores proporcionais de pressão. Utilizando-se esses dados, é possível construir um gráfico do seguinte tipo:



Conclusão:

A volume constante, a pressão exercida por uma quantidade fixa de gás aumenta proporcionalmente com o aumento da temperatura.

Saiba mais

POR QUE O MILHO PARA PIPOCA ARREBENTA?

O milho é muito duro e retém pequenas bolhas de ar em seu interior. Quando o milho esquenta, o ar retido tenta expandir-se, aumentando mais de 20 vezes o seu volume. As moléculas do ar movimentam-se com rapidez e pressionam cada vez mais fortemente as paredes resistentes das pequenas bolhas, até que elas se rompem e os grãos de milho explodem em pipocas leves e macias.

Esse tipo de transformação é chamada *isovolumétrica*, *isobárica* ou *isocórica*.

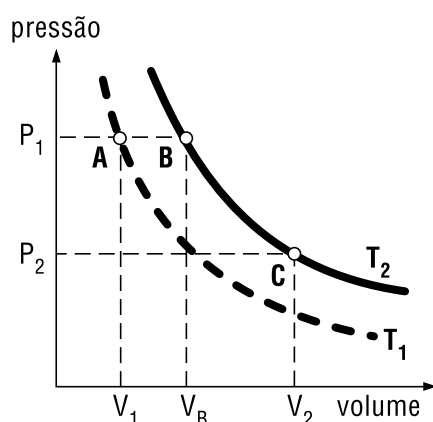
Podemos calcular a pressão em função da temperatura por meio da seguinte equação:

$$\boxed{\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}}$$

Equação geral dos gases

No gráfico a seguir, temos duas curvas de temperatura diferentes e os seguintes pontos A, B, e C.

Ponto	Pressão	Volume	Temperatura
A	P_1	V_1	T_2
B	P_1	V_B	T_2
C	P_2	V_2	T_2



Podemos notar que do ponto A para o ponto B, a variação é isobárica: lei de Charles e Gay-Lussac.

Do ponto B para o ponto C, a variação é isotérmica: lei de Boyle-Mariotte.

Se fixarmos uma quantidade de gás ideal nas condições P_1 , V_1 e T_1 iniciais e mantivermos a mesma quantidade dele durante uma transformação, teremos, ao final, P_2 , V_2 e T_2 diferentes das condições iniciais, mas mantendo as proporcionalidades entre as grandezas.

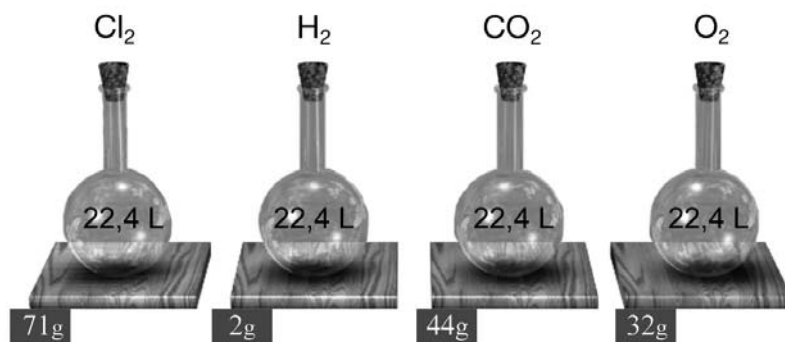
Podemos, então, utilizar uma equação que relaciona as três variáveis de estado, conhecida como *equação geral dos gases*:

$$\frac{(P_1 \cdot V_1)}{T_1} = \frac{(P_2 \cdot V_2)}{T_2} = \frac{(P \cdot V)}{T}$$

O volume molar de um gás é o volume ocupado por um mol deste gás. No caso dos gases, independente de qual seja, o volume molar será sempre de 22,4 litros nas CNTP.

Exemplos: Um mol de gás hidrogênio apresenta massa molar igual a 2 g/mol e volume molar de 22,4 litros. Um mol de gás nitrogênio tem massa molar 28 g/mol e volume molar 22,4 litros.

Isso pode ser observado na figura a seguir:



Equação de Clapeyron

Um mol de um gás contém sempre um número fixo de moléculas. Utilizamos a letra n para representar o número de mols de um gás presente em uma amostra. Se n for igual a 1, o gás ocupará 22,4 L. Tomando-se o volume de um mol de qualquer gás nas CNTP e substituindo os valores na equação geral dos gases, temos:

$$\frac{PV}{T} = R \quad \frac{1 \cdot 22,4}{273} = R$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K}$$

Esse valor, é conhecido como constante dos gases, R .

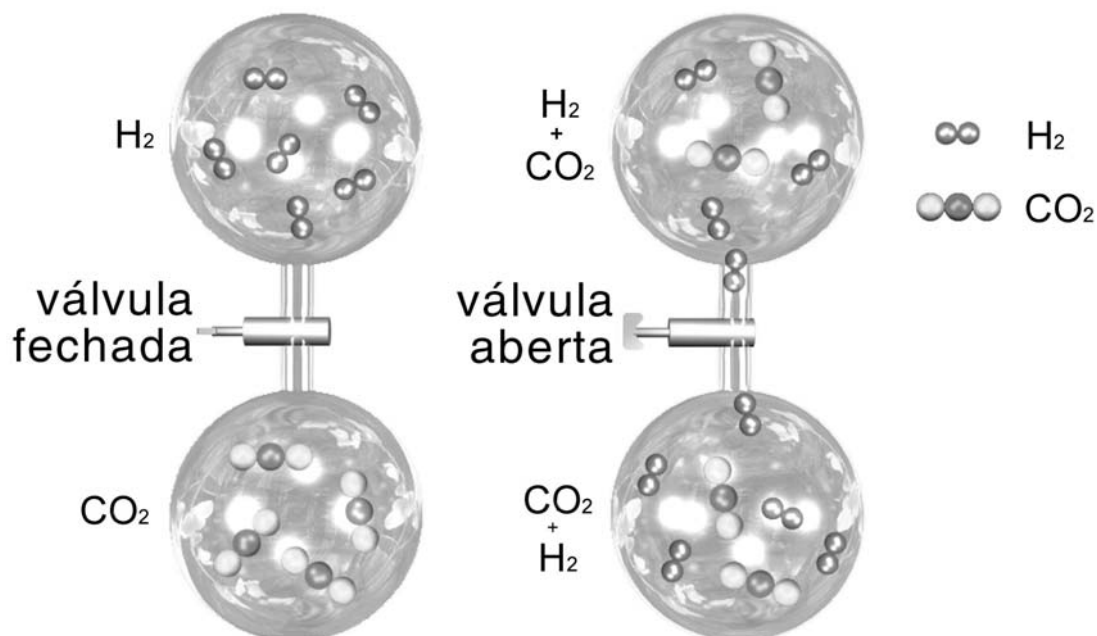
Logo, utilizando-se a equação geral dos gases para qualquer massa de gás (qualquer valor de n) e sendo R constante, temos:

$P_1 \cdot V_1 / T_1 = R \cdot n \rightarrow$ eliminando-se o índice 1, teremos:

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$ essa equação, que fornece a relação entre quantidades de matéria (n) com as variáveis do estado (P, V, T), é chamada de *equação de Clapeyron*.

Difusão gasosa

Dois gases são colocados na presença um do outro e rapidamente se misturam; esse fenômeno é chamado de difusão. Veja a figura:



Efusão de gases ou lei de Graham

Efusão é a passagem de um gás através de pequenos orifícios, como uma parede porosa, por exemplo.

Por meio de resultados experimentais, Graham enunciou:

“As velocidades de efusão dos gases são inversamente proporcionais às raízes quadradas de suas densidades absolutas.”

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

Como a relação entre as densidades dos gases A e B é a relação entre suas massas molares, podemos escrever:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{MM_B}{MM_A}}$$

Essa lei também é válida para a difusão dos gases.

Na verdade, tanto a difusão como a efusão, ocorrem em velocidades que estão relacionadas às densidades dos gases. Assim, pode-se prever quais gases com menor densidade se difundirão e efundirão mais rapidamente.

AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

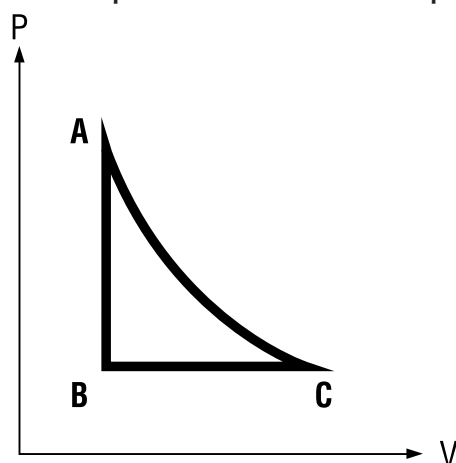
1. Sobre os estados da matéria, é possível afirmar que:
 - a) existem somente o sólido e o líquido, posto que o gasoso é apenas uma passagem intermediária.
 - b) diferem entre si apenas em relação à sua reatividade.
 - c) são quatro: sólido, líquido, gasoso e pastoso.
 - d) são quatro: sólido, líquido, vapor e gasoso.
 - e) diferem entre si pela distância entre as partículas.
2. Quantas e quais são as formas de aumentarmos a pressão de um gás?
 - a) 3, aquecimento, resfriamento e compressão.
 - b) 2, aquecimento e resfriamento.
 - c) 3, aquecimento, compressão, aumento do número de partículas.
 - d) 3, resfriamento, compressão e aumento do número de partículas.
 - e) 1, aumento da frequência dos choques de moléculas contra as paredes de um recipiente durante o aquecimento.
3. Converta as unidades de pressão:
 - a) 2 atm para mmHg.
 - b) 1,5 atm para torr
4. Quantos graus kelvin equivalem a 30°C ?
5. Quantos graus Celsius equivalem à temperatura de 100K ?
6. Qual é o estado físico do bromo nas CNTP? (Dado: $T_F = -7^{\circ}\text{C}$ e $T_E = 59^{\circ}\text{C}$)
 - a) sólido.
 - b) líquido.
 - c) gasoso.
 - d) vapor.
 - e) n.d.a.

7. Suponha uma massa de gás com volume de 4 L à pressão de 1 atm. Qual é o volume do gás caso a pressão aumente para 2 atm?
8. Uma certa massa de gás, ocupando um volume de 5 L à pressão de 2,5 atm, sofre uma transformação isotérmica e, no estado final, a pressão é o dobro da inicial. Qual é o volume final da massa gasosa?
9. Mantendo-se a pressão constante, até qual temperatura devemos aquecer um gás para que este venha a ter um volume 20% maior do que o que possuía quando estava a 27°C?
10. Um frasco rígido, contendo um gás a 27°C e a certa pressão, foi resfriado até exercer $\frac{2}{3}$ da pressão original. Qual é a temperatura final?
11. Uma massa de gás ocupa um volume de 15 litros a 27°C e exerce uma pressão de 2 atm. Calcule a pressão exercida quando a temperatura passar para 47°C e o volume para 32 litros.
12. Duplicando-se simultaneamente a temperatura em graus absolutos e a pressão em mmHg de um gás, cujo volume é de 200 mL, qual será o volume final?
13. Aplicando a equação de Clapeyron ao gás hidrogênio, calcule a quantidade desse gás em mol, presente em 8,2 L de uma amostra a 2 atm e 300 K. Dados: massa molar do $H_2 = 2\text{g/mol}$.
14. A massa de H_2 contida em um recipiente de 8,2 L a 127°C e pressão de 1 atm é de:
a) 0,25g c) 0,78g e) 15,7g
b) 0,50g d) 1,57g
15. Quantas vezes o gás hidrogênio efunde mais rapidamente que o gás nitrogênio?
16. Um indivíduo encontra-se no centro de uma sala quadrangular. Em cantos opostos desta sala são quebrados, no mesmo instante, frascos idênticos, sendo que um contém amoníaco e o outro, cloreto de hidrogênio. De qual desses dois gases o indivíduo sentirá o cheiro primeiro?
17. (UnB-DF) Uma amostra de gás com um volume de 20cm^3 a 1 atm e 27°C é comprimida para 2 atm e aquecida a 127°C. Qual é o volume final?

- 18.** (UFMG) Uma dada massa de gás perfeito tem volume reduzido à metade. Nesse processo podemos afirmar que:
- I) A energia cinética média das moléculas sempre aumenta.
 - II) A energia cinética média das moléculas pode permanecer constante.
 - III) A energia cinética média das moléculas sempre diminui.
 - IV) A energia cinética média das moléculas pode aumentar, ficar constante ou diminuir.
 - V) Com relação ao que ocorre com a energia cinética média das moléculas, o dado, ou seja, a alteração de volume do gás, é insuficiente.

São corretas:

- a) apenas I.
 - b) apenas V.
 - c) apenas II.
 - d) apenas II, IV e V.
 - e) I ou II.
- 19.** (PUC-SP) Uma quantidade constante de um gás perfeito sofre as transformações $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow A$ indicadas pelo gráfico a seguir, onde o trecho CA foi “percorrido” à temperatura constante:



Indicando por P a pressão, V o volume e T a temperatura absoluta do gás, podemos dizer que, das afirmativas a seguir, a única errada é:

- a) o trecho AB representa uma transformação isométrica.
- b) o trecho BC representa uma transformação isobárica.
- c) no trecho CA, o produto PV permanece constante.
- d) a fração PV/T só permanece constante nos pontos situados sobre as linhas $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow A$.
- e) o número de mols do gás permanece constante durante toda a transformação $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow A$.

20. (Unifesp) Observando-se o comportamento de um sistema gasoso, podemos afirmar que:

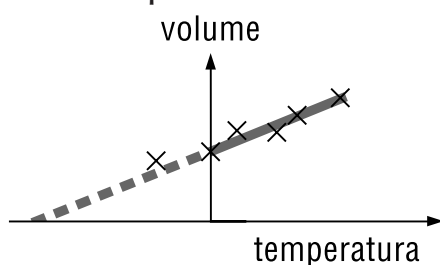
- I) A pressão de um gás é o resultado das colisões das moléculas com as paredes do recipiente.
- II) A energia cinética média das moléculas de um gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.
- III) Volume, pressão e temperatura são chamadas variáveis de estado.
- IV) As moléculas se movimentam sem colidirem com as paredes do recipiente que as contém.

Estão corretas as alternativas:

- a) somente I.
- b) somente II.
- c) I e II.
- d) II, III e IV.
- e) I, II e III.

21. (UFPA) 9,3g de nitrogênio à pressão de 75 mmHg e temperatura de 450K, ocupam o volume de 13,2 L. Qual será o volume ocupado pela mesma quantidade de gás quando a temperatura for de 300K?

22. (Unifesp) No gráfico a seguir, as cruzes representam valores experimentais dos volumes de certa amostra gasosa para diferentes temperaturas. A pressão é constante.



Em qual temperatura a extrapolação da reta definida pelos pontos experimentais dá o valor teórico de zero para o volume?

- a) 273K.
- b) 273°C.
- c) 100°C.
- d) 0K.
- e) 0°C.

23. (PUC) Em uma transformação isocórica, para duplicar a temperatura absoluta de uma massa gasosa, deve-se:

- a) duplicar a pressão.
- b) reduzir o volume à metade.
- c) duplicar o volume.
- d) aumentar igualmente a pressão e o volume.
- e) reduzir a pressão à metade.

- 24.** (FEI-SP) De um estado inicial de 41,2 atm e 300K, um gás perfeito é submetido à uma expansão isobárica até duplicar seu volume. Em seguida, é comprimido isotermicamente até seu volume original e, finalmente, a volume constante, é resfriado até sua pressão inicial. Calcule a temperatura do gás durante a compressão isotérmica e a pressão por ele atingida no final dela.
- 25.** (UFPA) Comparando volumes iguais de O_2 e O_3 à mesma pressão e temperatura, pode-se dizer que apresentam igual:
- massa.
 - densidade.
 - calor específico.
 - número de átomos.
 - número de moléculas
- 26.** (Unisinos-SP) O hidrogênio atravessa um pequeno orifício com velocidade igual a 18 L/min., a determinadas pressão e temperatura. A velocidade com que o oxigênio atravessará o mesmo orifício, nas mesmas condições de temperatura e pressão, será:
- 4,5
 - 5,0
 - 5,4
 - 6,0
- 27.** (FCC-SP) O metano começa a escapar por um pequeno orifício com a velocidade de 36 mL/min. Se o mesmo recipiente, nas mesmas condições, contivesse brometo de hidrogênio, qual seria a velocidade inicial de escape, pelo mesmo orifício em mL/min? Dado: H = 1; C = 12; Br = 80.
- $\frac{4 \cdot 36}{9}$
 - $\frac{19 \cdot 36}{81}$
 - $\frac{9}{4 \cdot 36}$
 - $\frac{81}{16 \cdot 36}$
 - $\frac{4 \cdot 6}{9}$
- 28.** (Unifesp) Toda vez que a energia cinética média das moléculas de uma dada massa de gás perfeito aumenta é porque, necessariamente,
- sua pressão aumenta.
 - sua temperatura aumenta.
 - seu volume aumenta.
 - sua densidade aumenta.
 - o volume de suas moléculas diminui.

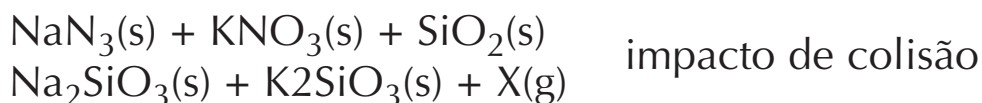
- 29.** (PUC-SP) Um sistema é formado por dois recipientes de volumes diferentes, interligados por uma tubulação com registro. De início, estando o registro fechado, cada recipiente contém um gás perfeito diferente, na pressão de 1 atm. A seguir, o registro é aberto. Considerando que a temperatura manteve-se constante durante todo o processo, podemos afirmar que a pressão total do sistema:
- a) será de 0,5 atm.
 - b) será de 1 atm.
 - c) será de 2 atm.
 - d) dependerá dos volumes iniciais.
 - e) dependerá dos volumes iniciais e dos dois gases.
- 30.** (Faap-SP) A velocidade de efusão de um gás é $\sqrt{2}$ vez a do oxigênio gasoso. Quanto vale a massa molar, em g/mol, da substância?
- a) 8 b) 16 c) 32 d) 64 e) 128
- 31.** (UFC-CE) “Cientista obtém maior frio no hemisfério sul. Experiência em unidade da USP de São Carlos congela átomo à 272,999 graus centígrados negativos.”
- Essa manchete, que circulou no jornal Folha de S. Paulo em 17/10/91, mostra que nossos cientistas conseguiram chegar próximo à mais baixa temperatura já alcançada no mundo (2 microkelvins) e, com relação às moléculas gasosas, concluímos que:
- a) nessa temperatura, as moléculas tendem à dissociação.
 - b) na temperatura de -273°C (zero absoluto), as moléculas estariam em total repouso.
 - c) em temperaturas muito baixas, a maioria das moléculas move-se mais lentamente devido à alta energia cinética de que são portadoras.
 - d) em se tratando de gases, próximo ao zero kelvin, as forças de atração entre suas moléculas são menores que em temperaturas mais elevadas.
 - e) a energia cinética média das moléculas é diretamente proporcional à temperatura absoluta, porém depende da natureza do gás.

32. (Enem-MEC) Se, por economia, abaixarmos o fogo sob uma panela de pressão logo que se inicia a saída de vapor pela válvula, de forma simplesmente a manter a fervura, o tempo de cozimento:
- a) será maior, porque a panela “esfria”.
 - b) será menor, pois diminui a perda de água.
 - c) será maior, pois a pressão diminui.
 - d) será maior, pois a evaporação diminui.
 - e) não será alterado, pois a temperatura não varia.
33. (Enem-MEC) A equação da reação global da fermentação alcoólica da sacarose é:



Qual o volume de $\text{CO}_2(\text{g})$ liberado, medido nas condições ambientes (25°C , 1 atm), para cada mol de etanol formado? Volume molar de $\text{CO}_2(\text{g}) = 25\text{L/mol}$ (25°C , 1 atm).

- a) 100 L
 - b) 25 L
 - c) 75 L
 - d) $25/4$ L
 - e) 22,4 L
34. (Enem-MEC) O dispositivo *air bag*, bastante freqüente nos carros modernos, contém um microprocessador que, no momento de uma colisão, desencadeia uma série de reações químicas entre reagentes sólidos, produzindo grande liberação de um gás que infla instantaneamente um balão plástico situado à frente do motorista e dos passageiros. A equação da reação global não balanceada do processo é:



O gás x liberado, que enche o balão plástico, é inerte e não provoca impacto ambiental. Esse gás é:

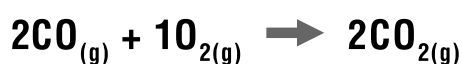
- a) o NO
- b) o NO_2
- c) o N_2O
- d) uma mistura de óxidos de nitrogênio (Nox)
- e) o N_2

Estequiometria

Estequiometria é uma palavra de origem grega: *estequio* significa elemento ou substância e *metria* significa medida, portanto, medida de uma substância. A estequiometria tem grande aplicação na indústria. É por meio dos cálculos estequiométricos que se podem estimar as quantidades de cada reagente participante de uma reação e se prever a quantidade de um dado produto a ser obtido. Dessa maneira, as indústrias podem prever custos e rendimento de seus produtos, antes mesmo de serem produzidos em escala piloto no laboratório.

Estequiometria: é o cálculo das quantidades de reagentes e de produtos que participam de uma reação química. Essas quantidades podem ser expressas em massa, volume, quantidade de matéria ou número de moléculas.

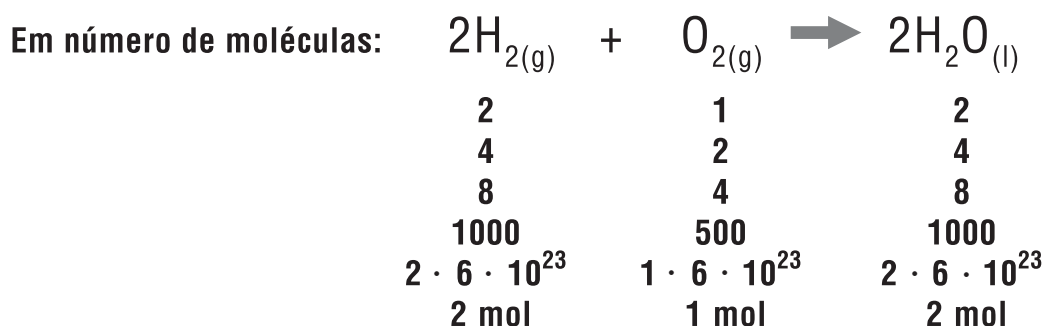
Na equação balanceada, podemos observar que 2 mols de CO reagem com 1 mol de O₂ resultando em 2 mols de CO₂ gasoso.



No quadro seguinte, podemos ver a unidade “mol” substituída pelos seus diversos significados.

	2CO(g)	+	1O₂(g)	→	2CO₂(g)
em mols	2 mol de CO	reagem com	1 mol de O ₂	resultando	2 mols de CO ₂
em massa	2 · 28g de CO	reagem com	1 · 32g de O ₂	resultando	2 · 44g de CO ₂
em volume nas CNTP	2 · 22,4 L de CO	reagem com	1 · 22,4 L de O ₂	resultando	2 · 22,4 L de CO ₂
em moléculas	2 · 6 · 10 ²³ moléculas de CO	reagem com	1 · 6 · 10 ²³ moléculas de O ₂	resultando	2 · 6 · 10 ²³ moléculas de CO ₂

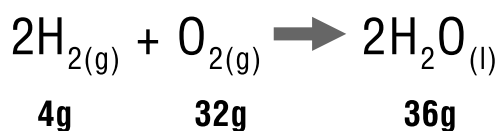
Relações ponderais



Podemos observar que as moléculas participam do processo mantendo uma proporção de 2:1:2, assim como as quantidades de matéria correspondentes participam na proporção de 2:1:2.

O princípio de proporcionalidade entre os participantes de uma reação já tinha sido observado por Proust (1799) na sua famosa lei das proporções constantes.

Considerando como base a equação anterior, podemos observar também a aplicação da lei de Lavoisier: “quando uma reação química ocorrer em um sistema fechado, a massa total dos reagentes será igual à massa total dos produtos”.



Massa total dos reagentes = 4 + 32 = 36g

Massa total dos produtos = 36g

O número de átomos de cada elemento não se altera ao longo do processo.

Cálculos estequiométricos

1º caso: relação quantitativa dos constituintes de uma espécie química.

Exemplo: calcular a massa de cada constituinte existente em 10g de dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$).

Resolução: Calculamos a massa molecular do dicromato de potássio ($K = 39$, $Cr = 52$, $O = 16$); $MM = 294$.

Proporcionalmente temos:

	294g	—	10g	
2 K	78g	—	x	
2 Cr	104g	—	y	
7 O	112g	—	z	

Logo, $\frac{294}{10} = \frac{78}{x} = \frac{104}{y} = \frac{112}{z}$

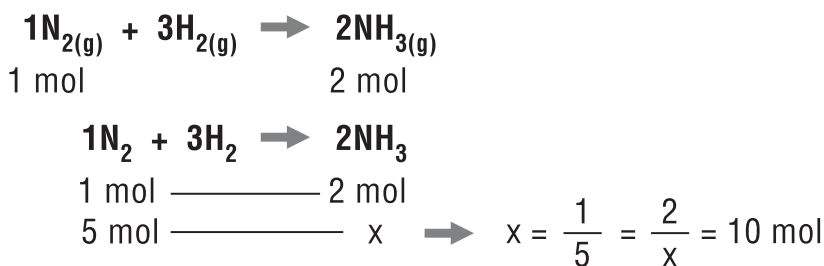
$x = 2,65g$; $y = 3,54g$; $z = 3,81g$

Resposta: *Em 10g de dicromato de potássio temos: 2,65g de potássio, 3,54g de crômio e 3,81g de oxigênio.*

2º caso: relação quantitativa entre duas ou mais espécies químicas presentes na reação química.

Exemplo: calcule a quantidade de gás amoníaco (NH_3), em mols, que se forma a partir de 5 mol de moléculas de nitrogênio (N_2) ao reagirem com excesso de hidrogênio (H_2).

Resolução:

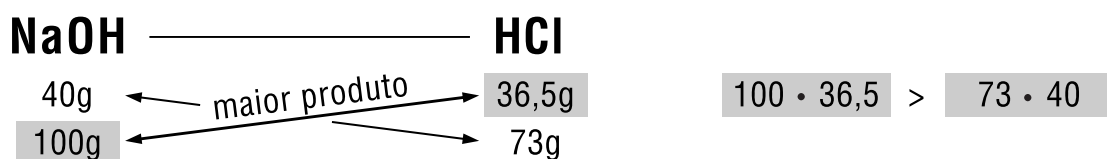


Resposta: 10 mol.

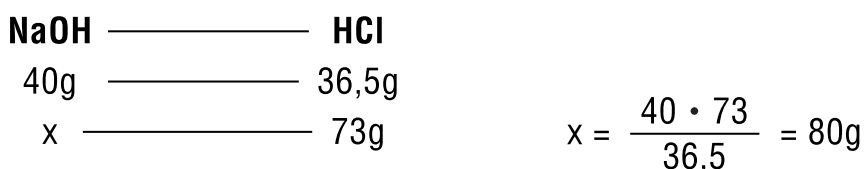
De acordo com a lei de Proust, as massas que reagem completamente entre si são proporcionais às suas massas molares. Mas nesse caso não se verifica essa proporção, o que indica que um dos reagentes está em excesso.

$$\frac{40}{100} \neq \frac{36,5}{73}$$

Para conhecê-lo, multiplica-se os meios e os extremos das razões. O reagente em excesso é aquele cuja quantidade fornecida é proporcionalmente maior. No caso, existe excesso de NaOH.



Podemos verificar que o excesso de NaOH é de 20g.



80g de NaOH reagem com 73g de HCl.

Portanto, dos 100g fornecidos, sobram 20g sem reagir.

m_{NaOH} em excesso = 20g

Grau de pureza

Freqüentemente, as substâncias estão acompanhadas de impurezas. Quando determinamos suas massas, nesse caso, já sabemos que nem todo o material será constituído da substância necessária à reação.

Exemplo: trabalhar com 80g de NaCl com 40% de impureza significa afirmar que a massa do NaCl puro é de apenas de 48g. Essa é a massa a ser considerada nos cálculos.

$$\text{Massa de impureza: } 40\% \text{ de } 80 = \frac{40}{100} \cdot 80 = 32\text{g}$$

$$\text{Massa de NaCl puro: } 60\% \text{ de } 80 = \frac{60}{100} \cdot 80 = 48\text{g}$$

A porcentagem de material puro existente na massa total de uma amostra química recebe o nome de grau de pureza.

Rendimento das reações

Por vários motivos, a quantidade real de produto obtido normalmente é menor que a quantidade calculada de acordo com os coeficientes. Quando o enunciado não menciona o rendimento, considera-se como sendo 100%, no entanto, normalmente ele é menor.

AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

- Estequiometria significa:
 - Equações químicas balanceadas.
 - Mol de um produto.
 - Conjunto de características físico-químicas dos reagentes participantes de uma reação.
 - Cálculo das quantidades de reagentes e produtos que participam de uma reação química.
 - Medida grega utilizada apenas em reações químicas envolvendo gases.
- Uma indústria utilizou 5 toneladas de enxofre para produzir dióxido de enxofre segundo o processo:



Qual é a massa de SO_2 obtida?

Dados: $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$.

- Na neutralização completa de 200g de NaOH com H_2SO_4 , calcule o número de mols do sulfato de sódio produzido.
Dados: $\text{Na} = 23$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$; $\text{S} = 32$.

4. Calcule os volumes de $\text{H}_{2(\text{g})}$ e $\text{N}_{2(\text{g})}$ necessários à obtenção de 200 L de $\text{NH}_{3(\text{g})}$, estando todos os gases à mesma temperatura e pressão.
5. Qual é a porcentagem em massa de cada constituinte do hidróxido de sódio (NaOH)?
6. Calcule o volume de nitrogênio, nas CNTP, necessário para produzir 5 mols de gás amoníaco.
7. Calcule quantas moléculas de hidrogênio são obtidas quando se efetua a reação:



utilizando-se 3,6 mols de água.

8. Qual é a massa de oxigênio necessária para reagir com 560g de monóxido de carbono? Dados: MA: C (12); O (16).
9. Quantas moléculas de oxigênio reagem com 6 mols de monóxido de carbono?
10. Qual o volume de gás carbônico obtido nas CNTP quando empregamos 16g de oxigênio na reação com monóxido de carbono?
11. Qual é o número de mols de monóxido de carbono necessário para formar 4,48 L de gás carbônico, nas CNTP?
12. (UFRN) A reação de certo metal M com 120g de oxigênio produziu 255g de óxido M_2O_3 . Podemos afirmar que o valor da massa molar de M é:
a) 27g c) 60g e) 255g
b) 51g d) 135g
13. Uma massa de 4g de hidróxido de sódio é adicionada a 4g de ácido clorídrico produzindo cloreto de sódio e água. Pergunta-se: há excesso de reagente? Quanto?
Dados: Na = 23; H = 1; O = 16; Cl = 35,5.
14. Doze gramas de ferro e quatro gramas de enxofre são aquecidos até que ocorra a reação total. Tendo em conta que o produto obtido é sulfeto de ferro II, qual dos dois reagentes está em excesso?
Dados: Fe = 56 e S = 32.

- 15.** Qual é a massa de NaCl produzida a partir de 200g de NaOH, com 80% de pureza, por neutralização completa com HCl? Dados: Na = 23; O = 16; H = 1; Cl = 35,5.
- 16.** (UFRGS-RS) Para se obter 1kg de alumínio metálico a partir do óxido de alumínio puro, são necessários cerca de:
- a) 900g de óxido. d) 2700g de óxido.
b) 1900g de óxido. e) 3800g de óxido.
c) 2100g de óxido.
- 17.** (PUC-RS) A reação entre o sódio metálico e o ácido sulfúrico produz um sal e liberta gás hidrogênio. Sabendo-se que 4,9g do ácido reagem com sódio em excesso, a massa, em gramas, do sal formado é:
- a) 4,8 c) 7,1 e) 18,2
b) 5,9 d) 15,5
- 18.** Quantos gramas de sulfato de alumínio podemos obter fazendo-se reagir: 0,1 mol de hidróxido de alumínio com ácido sulfúrico suficiente conforme a reação a seguir:
- $$2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$$
- (Dados: H = 1g; O = 16g; Al = 27g e S = 32g).
- a) 17,1g. c) 32,0g. e) 342g.
b) 27,0g. d) 34,2g.
- 19.** (UFMS) Complete as equações e determine os seus coeficientes estequiométricos.
- I. $2\text{Al} + \text{HCl} \longrightarrow \text{_____} + \text{H}_2$
- II. $2\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{_____} + \text{H}_2$
- 20.** (UFSE) Quantos mols de flúor (F_2) são obtidos pela decomposição completa de 20g de fluoreto de hidrogênio (HF)?
- a) 0,5 c) 1,5 e) 2,5
b) 1,0 d) 2,0
- 21.** (UFPB) Tendo-se 80g de calcário (CaCO_3) que, por decomposição térmica, fornece 22,4g de óxido de cálcio, qual o grau de pureza (%) em carbonato de cálcio desse calcário?
- Dado: MA – Ca = 40, C = 12, O = 16.

Dispersões

Definição

Quando adicionamos uma substância A a uma substância B, a primeira distribui-se no interior da segunda sob a forma de pequenas partículas que se denominam partículas dispersas. Nesse caso, a substância A chama-se *disperso* e a substância B, *dispergente* ou *dispersante*. Ao conjunto disperso mais dispersante chamamos de *dispersão*.

Muitos materiais de uso cotidiano são exemplos de dispersão: remédios, bebidas, produtos de limpeza, água de abastecimento, o sangue, água do mar, o ar etc. Elas podem ser classificadas em soluções, suspensões ou colóides, de acordo com o tamanho das partículas dispersas. Por exemplo, o ar que nos rodeia, quando isento de partículas de poeira, representa uma *solução* gasosa. A maior parte da água da Terra forma soluções líquidas e as ligas metálicas nos oferecem um bom exemplo de uma *solução* sólida.

Misturas heterogêneas de óleo, areia e água, por exemplo, formam as *suspensões* ou *emulsões* já a gelatina, geléia etc.; são *colóides*.

Classificação das dispersões

As dispersões são classificadas de acordo com o tamanho das partículas dispersas.

Diâmetro da partícula dispersa $1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$ $= 0,1 \text{ nm}$	Natureza da partícula dispersa	Tipo de dispersão	Exemplos
Menor que 10 \AA	Íons isolados ou moléculas isoladas.	Solução	<ul style="list-style-type: none"> • Dispersão de NaCl em água. • Dispersão de açúcar comum em água. • Dispersão de enxofre em CS_2.
Entre 10 \AA e 1000 \AA	Agregados de íons, de moléculas ou macromoléculas ou macroíons.	Colóides ou dispersão coloidal	<ul style="list-style-type: none"> • Dispersão de moléculas de proteínas em água. • Dispersão de amido em água.
Maior que 1000 \AA	Agregados de moléculas ou de íons.	Suspensão ou emulsão	<ul style="list-style-type: none"> • Dispersão de AgCl em água. • Dispersão de enxofre (S_8) em água.

Veja o comportamento das partículas dispersas das emulsões quando observadas no microscópio,

	Solução	Dispersão coloidal	Suspensão
Microscópio comum	O disperso não é visível	O disperso não é visível	O disperso é visível
Ultramicroscópio	O disperso não é visível	O disperso é visível	O disperso é visível

Veja algumas formas de separar os componentes das dispersões. O método utilizado depende de suas propriedades.

Método utilizado	Solução	Dispersão coloidal	Suspensão
Filtração comum	O disperso não é retido	O disperso não é retido	O disperso é retido

Ultrafiltração	O disperso não é retido	O disperso é retido	O disperso é retido
Decantação	O disperso não se sedimenta	O disperso não se sedimenta	O disperso sedimenta
Decantação com centrífugas comuns	O disperso não se sedimenta	O disperso não se sedimenta	O disperso sedimenta
Decantação com ultracentrífuga	O disperso não se sedimenta	O disperso sedimenta	O disperso sedimenta

Suspensões e emulsões

As *suspensões* representam sistemas constituídos por uma fase líquida ou gasosa, na qual está dispersa uma fase sólida com partículas de dimensões superiores às de um colóide. Essas partículas sedimentam-se com maior ou menor rapidez sob a ação da gravidade, o que não ocorre nos colóides, porque as suspensões são misturas heterogêneas. Exemplo: areia em água.

As *emulsões* representam sistemas heterogêneos constituídos por duas fases líquidas. Exemplo: óleo em água.

Soluções

As soluções são sempre sistemas homogêneos. Nas soluções, o disperso é denominado *soluto* e o dispersante, *solvente*.

Classificação das soluções

- *Quanto à natureza do soluto*

As soluções podem ser moleculares ou iônicas.

As *moleculares* contêm somente moléculas dispersas. Exemplo: sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em água.

As *iônicas* são as que apresentam íons e moléculas ou somente íons dispersos. Exemplo: cloreto de sódio (NaCl) na água. As soluções iônicas também são chamadas de eletrolíticas, pois conduzem a corrente elétrica.

- *Quanto ao estado físico*

Com relação ao estado físico, as soluções classificam-se em sólidas, gasosas ou líquidas.

Método utilizado	Estado físico do solvente	Estado físico do soluto	Exemplos
Solução sólida	Sólido	Pode ser sólido, líquido ou gasoso.	cobre _(s) + estanho _(s) "Bronze" ouro _(s) + mercúrio _(l) platina _(s) + hidrogênio _(g)
Solução líquida	Líquido	Também pode ser sólido, líquido ou gasoso.	água _(l) + NaCl _(s) água _(l) + álcool _(l) água _(l) + oxigênio _(g)
Solução gasosa	Gás	gás	ar (O ₂ + N ₂) gás de petróleo (metano + etano + propano)

- *Quanto à proporção entre as quantidades de soluto e solvente*

Para classificar as soluções quanto à proporção entre as quantidades de soluto e solvente, devemos ter em conta a capacidade de dissolução desse soluto no solvente considerado. Fixando-se as condições de temperatura, pressão e quantidade de solvente em um sistema, podemos observar que há solutos mais solúveis que outros.

A capacidade de dissolução de um soluto em um solvente é chamada de *coeficiente de solubilidade* (CS) ou simplesmente *solubilidade* (S). Geralmente, ela é dada em g/100g de solvente, mas outras unidades também podem ser utilizadas. Veja alguns exemplos:

Solubilidade de alguns compostos a 20°C:

Composto	g/100g de água
Na ₂ SO ₄	20
NaCl	36
CaCl ₂	72
NaNO ₃	88
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	204
Ca(OH) ₂	0,17

Em função da proporção entre soluto e solvente, podemos classificar as soluções em diluídas, concentradas, saturadas, não-saturadas e supersaturadas.

Concentrada: quando há grande quantidade de soluto em relação à quantidade de solvente.

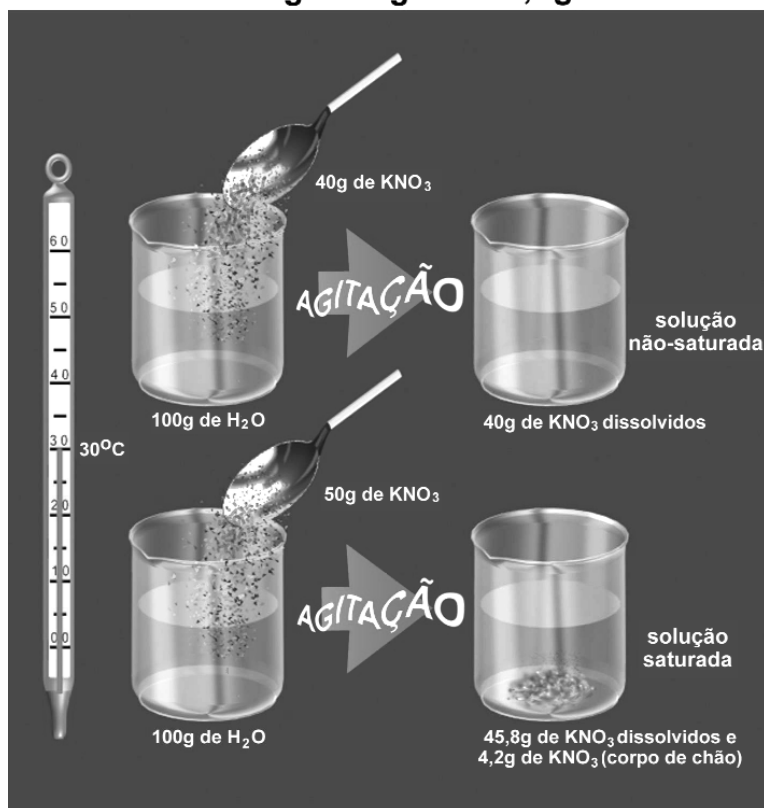
Diluída: quando há pequena quantidade de soluto em relação à quantidade de solvente.

Saturada: é a que contém a quantidade máxima de soluto possível de ser dissolvida na quantidade de solvente disponível, nas condições de temperatura e pressão do sistema. Isso significa que a adição de soluto, mesmo em pequena quantidade, formará o corpo de fundo ou corpo de chão, isto é, uma porção de soluto que não se dissolverá.

Não-saturada: é aquela que contém uma quantidade de soluto inferior à capacidade máxima de dissolução do solvente.

Veja o exemplo:

A solubilidade do KNO_3 a 30°C em 100g de água é 45,8g.



Fixando a temperatura da água em 30°C , se colocarmos 40g de KNO_3 em 100g de água obteremos uma solução não-saturada mas, se tentarmos dissolver 50g, apenas 45,8g dissolverão formando uma solução saturada. Os 4,2g de KNO_3 restantes, permanecerão no fundo do recipiente formando o corpo de chão.

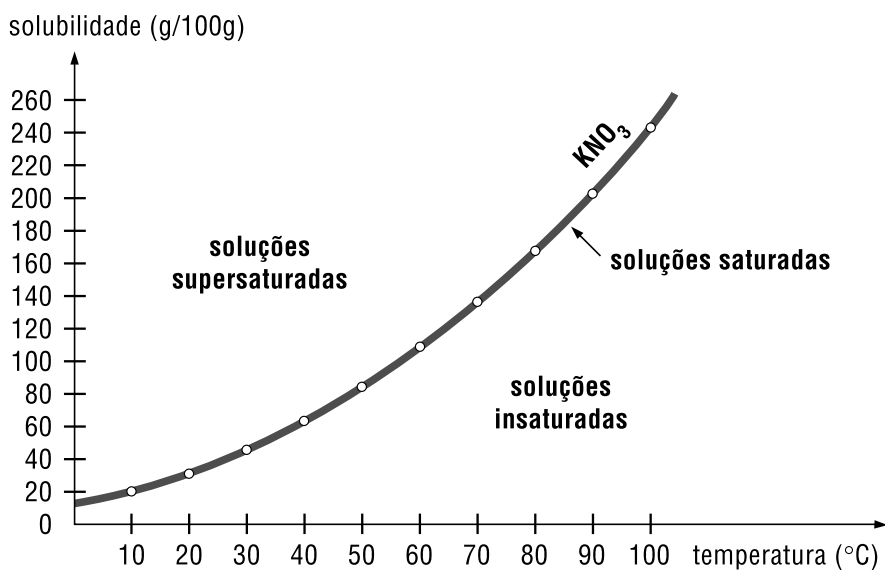
Supersaturada: é a que contém uma quantidade de soluto dissolvida superior à capacidade de dissolução para a saturação. Ela é instável, pois basta a adição de um pequeno cristal do soluto para que todo o excedente de soluto se precipite, isto é, forme o corpo de chão.

Curvas de solubilidade

São utilizadas para representar as quantidades máximas de soluto que podem ser dissolvidas, em diferentes temperaturas, de uma massa fixa de um solvente. Veja, por exemplo, como pode ser construída a curva de solubilidade do KNO_3 :

Solubilidade do KNO_3 ($\frac{\text{gramas de } \text{KNO}_3}{100\text{g de água}}$)			
0°C	13,3	60°C	110
10°C	20,9	70°C	138
20°C	31,6	80°C	169
30°C	45,8	90°C	202
40°C	63,9	100°C	245
50°C	85,5		

Colocamos esses valores em um gráfico e obtemos a curva de solubilidade do KNO_3 .



As curvas de solubilidade podem ser ascendentes, descendentes ou constantes.

Concentrações de uma solução são as diferentes formas de se exprimir a relação entre as quantidades de soluto e de solvente

$$\text{concentração} = \frac{\text{quantidade de soluto}}{\text{quantidade de solvente ou solução}}$$

Essas “quantidades” referem-se não somente ao número de mols, mas também à massa e volume. Utilizaremos os índices 1 para representar o soluto, 2 para o solvente e, se não houver índice, a informação se refere à solução (soluto + solvente).

Aplicando-se as recomendações da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), as relações mais utilizadas são:

1. Massa do soluto e volume da solução

$$c = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (L)}} \quad \text{ou} \quad c = \frac{m_1}{V}$$

Unidade: geralmente é expressa em g/L.

Observação: o volume da solução é sempre diferente do volume do solvente pois a adição do soluto ao solvente, mesmo em pequenas quantidades, altera seu volume. Porém, na prática, para soluções diluídas, considera-se volume da solução como sendo o próprio volume do solvente.

A concentração em g/L não deve ser confundida com a *densidade* (*d*).

$$c = \frac{\text{massa de solução (g)}}{\text{volume de solução (mL ou cm}^3\text{)}} \quad \text{ou} \quad c = \frac{m}{V}$$

Unidade: g/mL ou g/cm³.

A densidade não é uma forma de expressar a concentração de uma solução porque não é uma relação entre quantidade de soluto e solvente, como foi definido anteriormente. Porém ela é bastante utilizada na resolução de problemas envolvendo concentração de soluções. No caso da água pura, por exemplo, cuja den-

sidade é 1 g/mL, é possível conhecer sua massa se soubermos seu volume e vice-versa. Por exemplo:

1g de água ocupa o volume de 1 mL ($d=1\text{g/mL}$), portanto, 200g de água, correspondem a 200 mL de volume.

2. Massa do soluto e massa da solução

$$\zeta_1 = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa da solução (g)}} \quad \text{ou} \quad \zeta_1 = \frac{m_1}{m}$$

Embora, pela definição, não seja uma unidade de concentração, também podemos encontrar uma relação análoga entre a *massa do solvente* e a *massa da solução*.

$$\zeta_2 = \frac{\text{massa de solvente (g)}}{\text{massa da solução (g)}} \quad \text{ou} \quad \zeta_2 = \frac{m_2}{m}$$

$$\begin{aligned} \text{massa de solução} &= \text{massa do soluto} + \text{massa do solvente} \\ m &= m_1 + m_2 \end{aligned}$$

A massa da solução é a soma da massa do soluto com a massa do solvente.

Unidade: é um número puro mas pode ser expresso em porcentagem.

$$\frac{\text{massa de solvente (g)}}{\text{massa da solução (g)}} \cdot 100 = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa da solução (g)}}$$

$$\zeta_1 \cdot 100 = \zeta_1 \%$$

Nesse caso, a soma das relações quanto às massas em porcentagem do soluto e do solvente deve ser de 100%.

Concentração em partes por milhão

Para soluções muito diluídas, a relação entre as quantidades pode ser dada em **partes por milhão** (ou ppm). Essa relação é expressa por:

$$\frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa da solução (g)}}$$

Por exemplo, uma solução formada por 0,001g de NaCl em 100g de água é bastante diluída. Qual é a concentração da solução em ppm?

Resolução: é preciso transformar as unidades:

soluto: 0,001 g = 1 mg

solvente: 100 g = 0,1 kg (aproximadamente igual à massa da solução)

$$\frac{\text{massa do soluto (mg)}}{\text{massa de solução (kg)}} = \frac{1}{0,1} = 10 \text{ ppm}$$

Resposta: **10 ppm.**

Saiba mais

O monóxido de carbono (CO) é um subproduto da combustão da gasolina que afeta gravemente nossa saúde. Esse gás impede o transporte de oxigênio através do sangue, produz diminuição da visão e da coordenação motora. Se os níveis de CO no ar excederem a tolerância (9ppm), isso pode ocasionar perda da consciência, inclusive a morte.

3. Quantidade de soluto e volume da solução

$$M = \frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{volume de solução (L)}} \quad \text{ou} \quad M = \frac{n_1}{V}$$

A quantidade de soluto (mol) é representada por n_1 e, para calculá-la, usamos: $\text{quantidade de substância (mol)} = \frac{\text{massa da substância (mol)}}{\text{massa molar (g/mol)}}$
ou $n_1 = m_1$

Unidade: mol/L.

Essa forma de expressar a concentração também é chamada de *molaridade* e sua unidade também pode ser representada por *molar* ou, simplesmente, *M*.

4. Quantidade de soluto e quantidade de solução

$$x_1 = \frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{quantidade de solução (mol)}} \quad \text{ou} \quad x_1 = \frac{n_1}{n}$$

Também podemos ter a *quantidade de solvente* e *quantidade de solução*.

$$x_2 = \frac{\text{quantidade de solvente (mol)}}{\text{quantidade de solução (mol)}} \quad \text{ou} \quad x_2 = \frac{n_2}{n}$$

Essa forma de expressar a concentração também é chamada de *fração molar* (x).

A soma dessas duas relações deve ser igual a 1.

Unidade: é um número puro, mas pode ser expresso em porcentagem. Nesse caso, a soma das relações quanto ao soluto e ao solvente deve ser de 100%.

$$X_1 \cdot 100 = X_1 \% \quad \text{e} \quad X_2 \cdot 100 = X_2 \%$$

5. Quantidade de soluto e massa do solvente

$$W = \frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{massa do solvente (kg)}} \quad \text{ou} \quad W = \frac{n_1}{m_2(\text{kg})}$$

Unidade: mol/kg.

Essa relação também é chamada de *molalidade* e, para soluções aquosas diluídas ela é numericamente igual à concentração em mol/L.

Resumo:

Concentração	Relação
g/L (C)	$\frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (L)}}$
% em massa (ϕ %)	$\frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}} \cdot 100$

ppm	$\frac{\text{massa de soluto (mg)}}{\text{massa de solução (kg)}}$
mol/L (M) (molalidade)	$\frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{volume de solução (L)}}$
% em mol (x) (fração molar)	$\frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{quantidade de solução (mol)}} \cdot 100$
mol/kg (W) (molalidade)	$\frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{massa de solvente (kg)}}$

Relações entre os tipos de concentração:

- 1 $C \text{ (g/L)} = M \text{ (mol/L)} \cdot MM_1 \text{ (g/mol)}$ Por meio delas podemos converter uma forma de expressar a concentração em outra.
- 2 $C \text{ (g/L)} = 1000 \cdot d \text{ (g/mL)} \cdot \zeta_1$

Diluição de soluções

Diluir uma solução significa acrescentar-lhe apenas solvente. Dessa forma, provoca-se um aumento na quantidade de solução enquanto a quantidade de soluto permanece constante. Isso resulta em uma diminuição no valor da relação entre quantidade de soluto/quantidade de solvente. Para calcular a relação entre as quantidades de soluto e solvente após a diluição, podemos aplicar as seguintes fórmulas:

Antes da diluição	Após a diluição
$\frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (L)}} \cdot \text{volume de solução (L)}$	$\frac{\text{massa de soluto (g)} \cdot \text{volume de solução (L)}}{\text{volume de solução (L)}}$
ou $C \text{ (g/L)}_{(\text{inicial})} \cdot V \text{ (L)}_{(\text{inicial})}$	$= C \text{ (g/L)}_{(\text{final})} \cdot V \text{ (L)}_{(\text{final})}$
$\frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{volume de solução (L)}} \cdot \text{volume de solução (L)}$	$\frac{\text{quantidade de soluto (mol)} \cdot \text{volume de solução (L)}}{\text{volume de solução (L)}}$
ou $M \text{ (mol/L)}_{(\text{inicial})} \cdot V \text{ (L)}_{(\text{inicial})}$	$= M \text{ (mol/L)}_{(\text{final})} \cdot V \text{ (L)}_{(\text{final})}$

No caso de acrescentarmos uma solução à outra, estamos formando uma nova solução que contém solutos e solventes provenientes de ambas. As quantidades de soluto e solvente podem apenas se adicionar sem que ocorra qualquer reação entre elas. Mas, dependendo de suas propriedades, elas podem reagir entre si formando novas substâncias. Portanto as misturas de soluções podem ser de solutos e solventes:

- iguais, mas em proporções diferentes;
- diferentes, sem ocorrência de reação entre eles;
- diferentes, ocorrendo reação entre eles.

Para cada um desses casos, vamos considerar um exemplo.

Exemplo 1: solutos e solventes iguais.

Misturando-se 500 mL de H_2SO_4 a 1 mol/L com 1500 mL de H_2SO_4 a 2 mol/L, temos uma solução, cujo volume é 2000 mL. Qual é a concentração, em mol/L, da solução resultante?

Resolução: **solução 1** $\left\{ \begin{array}{l} V = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L} \\ 1 \text{ mol/L} \end{array} \right.$ **solução 2** $\left\{ \begin{array}{l} V = 1500 \text{ mL} = 1,5 \text{ L} \\ 2 \text{ mol/L} \end{array} \right.$

Calculamos as quantidades de soluto provenientes de ambas as soluções:

$$M(\text{mol/L}) = \frac{n_1}{V}$$

$$\text{solução 1: } 1 = \frac{n_1}{0,5} \rightarrow n_1 = 0,5 \text{ mol} \quad \text{solução 2: } 2 = \frac{n_1}{1,5} \rightarrow n_1 = 3 \text{ mols}$$

A solução resultante, terá quantidade de soluto (mol) = $0,5 + 3 = 3,5$ mols

$$M(\text{mol/L}) = \frac{n_1}{V} = \frac{3,5}{2} = 1,75 \text{ mol/L}$$

Resposta: $1,75 \text{ mol/L}$

Exemplo 2: solutos e ou solventes diferentes sem reação.

50 mL de uma solução aquosa 1 mol/L de NaCl foram adicionados a 100 mL de uma solução aquosa 1 mol/L de KCl.

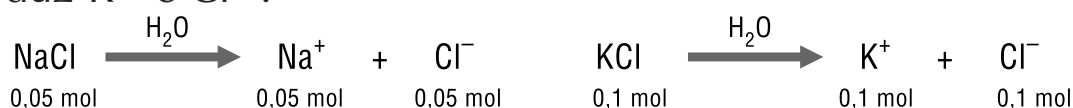
Sabendo que não há reação entre elas, quais são as concentrações dos íons na solução resultante?

Resolução: **solução 1** $\left\{ \begin{array}{l} V = 50 \text{ mL} = 0,05 \text{ L} \\ 1 \text{ mol/L} \end{array} \right.$ **solução 2** $\left\{ \begin{array}{l} V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L} \\ 1 \text{ mol/L} \end{array} \right.$

As quantidades de soluto são, $\frac{n_1 (\text{mol})}{V (\text{L})}$

$$\text{solução 1: } 1 = \frac{n_1}{0,05} \rightarrow n_1 = 0,05 \text{ mol} \quad \text{solução 2: } 1 = \frac{n_1}{0,1} \rightarrow n_1 = 1 \text{ mol}$$

O volume da solução é $0,05 + 0,1 = 0,15 \text{ L}$ em solução aquosa, o NaCl produz íons Na^+ e Cl^- enquanto o KCl produz K^+ e Cl^- :



O íon Na^+ terá concentração, em mol/L,

$$M(\text{mol/L}) = \frac{n_1}{V} = \frac{0,05}{0,15} = 0,33 \text{ mol/L}$$

O íon K^+ terá concentração, em mol/L,

$$M(\text{mol/L}) = \frac{n_1}{V} = \frac{0,1}{0,15} = 0,67 \text{ mol/L}$$

O íon Cl^- vem das duas soluções:

$$M(\text{mol/L}) = \frac{n_1}{V} = \frac{0,05 + 0,1}{0,15} = 1 \text{ mol/L}$$

Resposta: $\text{Na}^+ : 0,33 \text{ mol/L}$; $\text{K}^+ : 0,67 \text{ mol/L}$; $\text{Cl}^- : 1 \text{ mol/L}$.

Exemplo 3: solutos e ou solventes diferentes com reação.

Misturando-se 200 mL de uma solução a 0,2 mol/L, de AgNO_3 com 400 mL de uma solução a 0,1 mol/L de NaCl ocorre uma reação. Qual é a massa, da substância obtida (Dado: massa molar do $\text{AgCl} = 143,5 \text{ g/mol}$.)

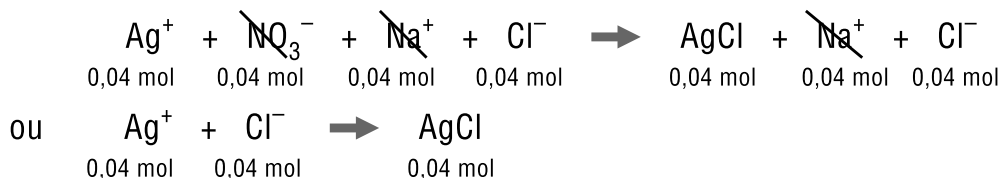
Resolução: **solução 1** $\left\{ \begin{array}{l} V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L} \\ 0,2 \text{ mol/L} \end{array} \right.$ **solução 2** $\left\{ \begin{array}{l} V = 400 \text{ mL} = 1,5 \text{ L} \\ 0,1 \text{ mol/L} \end{array} \right.$

As quantidades de soluto são obtidas por:

$$M(\text{mol/L}) = \frac{n_1 (\text{mol})}{V (\text{L})}$$

solução 1: $0,2 = \frac{n_1}{0,2} \rightarrow n_1 = 0,04 \text{ mol}$ **solução 2:** $0,1 = \frac{n_1}{0,4} \rightarrow n_1 = 0,04 \text{ mol}$

A reação entre as soluções aquosas é,



Observação: como a reação ocorre na proporção 1 : 1 : 1,
0,04 mol de Ag^+ + 0,04 mol de Cl^- produzirão
0,04 mol de AgCl .

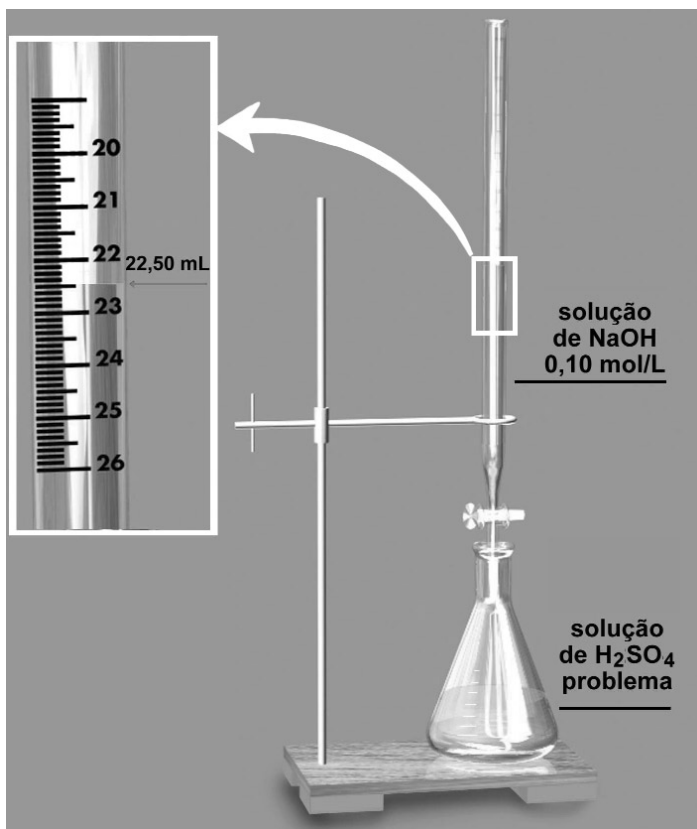
A massa de AgCl é: $n_1 = \frac{m}{MM_1}$

$$0,04 = \frac{m_1}{143,5} \rightarrow m_1 = 5,74 \text{ g}$$

Resposta: 5,74g.

A mistura de soluções que reagem entre si é muito utilizada na química para se determinarem concentrações de soluções.

A técnica é conhecida como *titulação*. Veja o exemplo:





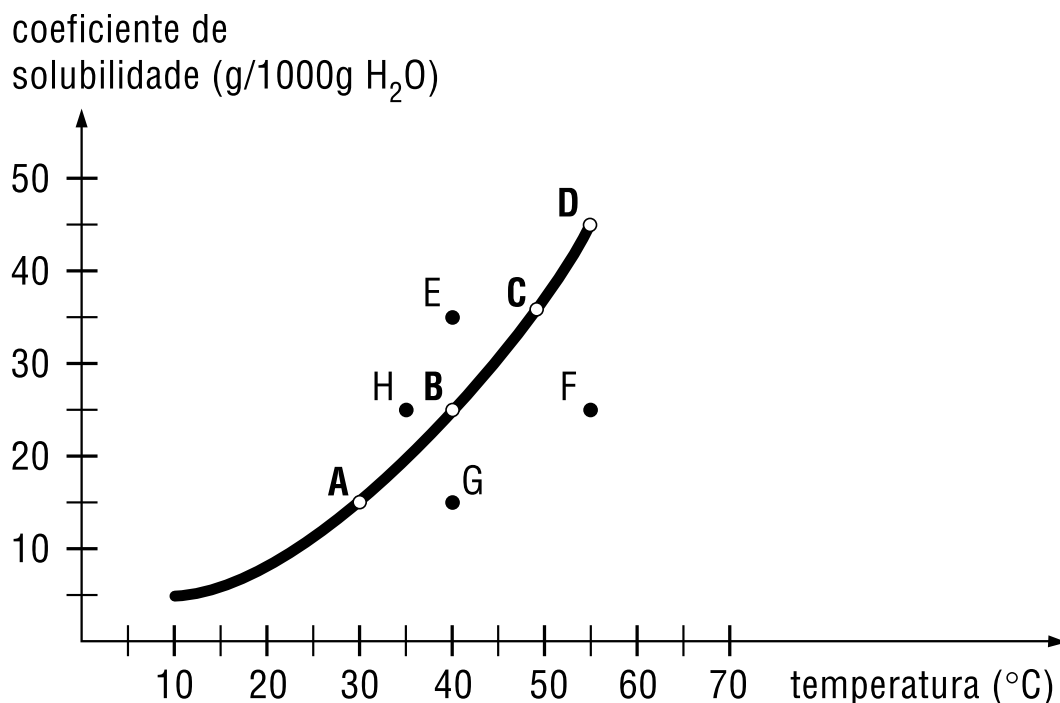
AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

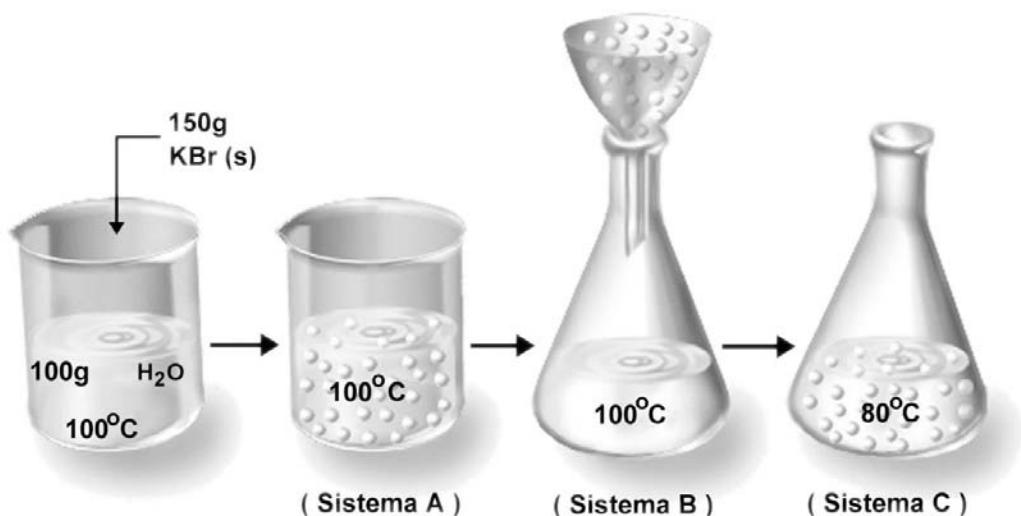
1. Alguns medicamentos trazem no rótulo “agite antes de usar”. Esse procedimento é necessário se o medicamento for uma:
a) mistura homogênea. d) dispersão coloidal
b) suspensão e) n.d.a.
c) solução.
2. Evaporando-se 100g de uma solução saturada, sem corpo de fundo, de um sal x, obtemos 25g de resíduo sólido. Qual é o coeficiente de solubilidade de x, na temperatura da solução analisada?



3. O coeficiente de solubilidade do NaCl a 0°C é 357g/1000g de água. Uma solução, que contém 70g de NaCl dissolvidos em 200g de água a 0°C, é saturada ou insaturada?
4. Considerando a curva de solubilidade a seguir:



- a) Explique o que é solução insaturada e indique quais são insaturadas no gráfico.
- b) Indique as soluções saturadas.
- c) Provocando-se uma perturbação, adicionando-se um pequeno cristal do soluto na solução E, qual a massa que se deposita?
- d) Como seria possível transformar a solução E em saturada?
5. (Cesgranrio-RJ) Uma massa de 150g de KBr_(s) foi adicionada a 100g de H₂O a 100°C mas apenas uma parte do sal dissolveu-se (sistema A). Após separação, por filtração dos componentes do sistema A, mantido a 100°C, foram obtidos 46g de KBr(s), e o filtrado constituiu o sistema homogêneo B. Este, ao ser resfriado, evidenciou o aparecimento de cristais, cuja quantidade aumentava com a diminuição da temperatura.



Sobre esse processo, pode-se afirmar:

01. A dissolução do $\text{KBr}_{(s)}$ em água pode ser representada por



02. A solubilidade do KBr, em água, é de 104 g/100g de H_2O , a 100°C .

04. O sistema A representa uma solução supersaturada de KBr em H_2O .

08. O sistema B é uma solução saturada de KBr em H_2O .

16. O processo de dissolução do KBr, em água, é endotérmico.

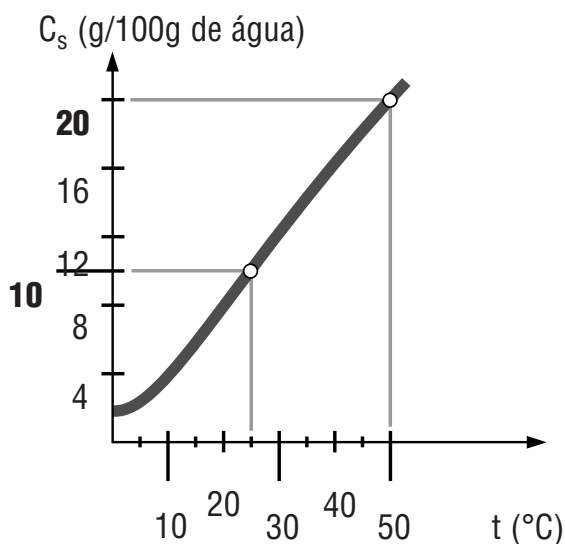
32. Aquecendo-se o sistema C, ele apresentar-se-á homogêneo, à temperatura de 100°C .

6. (UnB-DF) A solubilidade da soda cáustica (NaOH) em água, em função da temperatura, é dada pela tabela a seguir:

TEMPERATURA ($^\circ\text{C}$)	20	30	40	50
SOLUBILIDADE (g/100g H_2O)	109	119	129	145

Considerando soluções de NaOH em 100g de água, é correto afirmar que:

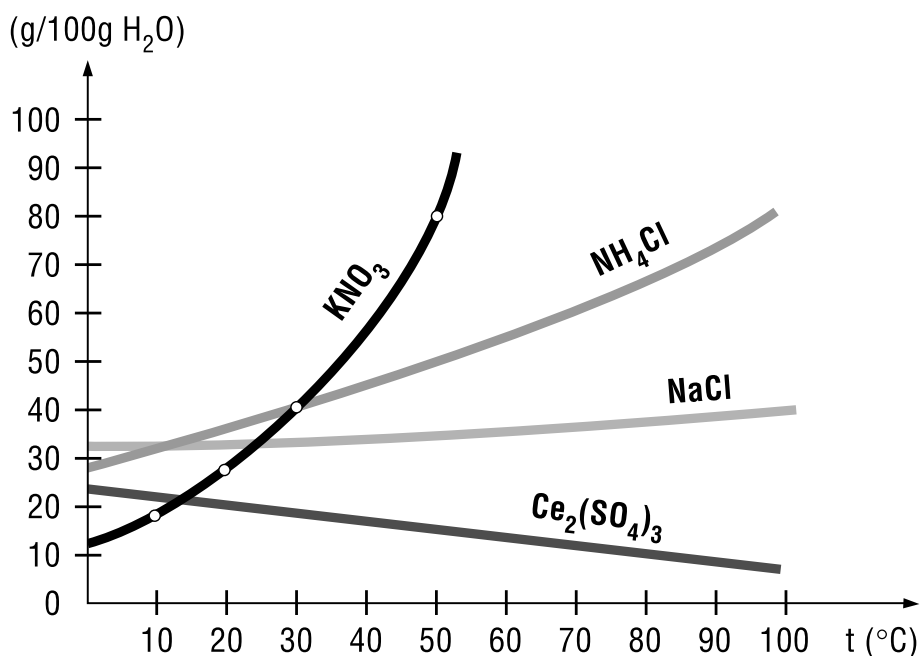
- a) Em 20°C, um solução com 120g de NaOH é concentrada.
b) Em 20°C, uma solução com 80g de NaOH é diluída.
c) Em 30°C, uma solução com 11,9g de NaOH é concentrada.
d) Em 30°C, uma solução com 119g de NaOH é supersaturada.
e) Em 40°C, uma solução com 129g de NaOH é saturada.
7. (Uece) Tem-se 1 L de uma solução aquosa a 0,6 mol/L. Qual é o volume do solvente, em L, que deve ser adicionado para transformar a solução em 0,2 mol/L ?
a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5
8. (Fesp-PE) Em uma solução aquosa de ácido acético encontrou-se para a concentração de íons H^+ , o valor $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Isso significa que a concentração de íons CH_3COO^- nessa solução deve ser
a) $1 \cdot 10^{-14}$ mol/L
b) $1 \cdot 10^{-10}$ mol/L
c) $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L
d) $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L
e) $1 \cdot 10^{-10}$ mol/L
9. (UFGO) O gráfico a seguir expressa os coeficientes de solubilidade do KClO_3 em 100g de água em várias temperaturas.



Calcule:

- a) a porcentagem do KClO_3 que dissolve quando adiciona-se 12g de KClO_3 em 100g de água a 25°C .
- b) a massa de KClO_3 contida em 240g de solução a 50°C .

10. O gráfico a seguir representa a solubilidade de diversos sais em água, em função da temperatura.



Com base no gráfico e nos conhecimentos sobre soluções, indique a proposição ou proposições corretas.

- 01. A solubilidade de uma substância em água sempre aumenta com a elevação da temperatura.
- 02. A solubilidade do KNO_3 varia mais acentuadamente com a temperatura do que a do NH_4Cl .
- 04. Dissolvendo-se 40g de KNO_3 em 100g de água, a 30°C , obtém-se um solução saturada.
- 08. Uma solução contendo 30g de NaCl em 100g de água, em qualquer temperatura entre 0°C e 100°C , é insaturada.
- 16. Resfriando-se o sistema constituído por 20g de $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ em 100g de água, ele apresentar-se-á homogêneo em temperatura menor ou igual a 20°C .

32. Das substâncias constantes do gráfico, o NH_4Cl é a mais solúvel em água a 40°C .

Justifique suas respostas mostrando os cálculos envolvidos.

11. (PUC-SP) Um tablete antiácido de leite de magnésia contém 0,583g de hidróxido de magnésio. Determine, em litros, o volume da solução de HCl a 0,010 mol/L que neutraliza esse tablete?

12. (UFRGS-RS) Uma cozinheira bem informada sabe que a água, contendo sal de cozinha dissolvido, ferve a uma temperatura mais elevada do que a água pura, e que isso pode ser vantajoso em certas preparações. Essa cozinheira coloca 117g de NaCl em uma panela grande. A alternativa que indica corretamente o volume, em L, de água necessário para a cozinheira preparar uma solução a 0,25 mol/L de NaCl é:

- a) 0,125 c) 8,00 e) 468
b) 2,00 d) 29,3

13. (UnB-DF) A concentração média de íons de sódio no soro sanguíneo humano é de cerca de 0,345g/100mL.

A alternativa que indica essa concentração, em mol/L é:

- a) 780 b) 7,80 c) 3,40 d) 0,150 e) 0,0150

14. (UFPI) As soluções I e II, têm as seguintes composições:

Solução I: 80g de NaOH em 800mL de solução.

Solução II: 9,8g de H_2SO_4 em 400mL de solução.

(Dados: $\text{H}=1$; $\text{O}=16$; $\text{Na}=23$; $\text{S}=32$).

Podemos afirmar que:

- a) A solução I é a de menor concentração em mol/L.
b) A solução II contém 49 mols de H_2SO_4 por litro.
c) As soluções I e II são de mesma concentração em mol/L.
d) Na solução II existem 2 mols de H_2SO_4 por litro.
e) A solução II tem concentração em mol/L maior que I.

- 15.** (Uepa) Para preparar 100 cm^3 de HCl a $0,1\text{ mol/L}$ a partir de uma solução $36,5\%$ em massa de HCl, densidade $1,19\text{g/cm}^3$, é necessário medir:
- a) $8,4\text{ cm}^3$ de ácido e adicionar 1000 cm^3 de água.
 - b) $10,0\text{ cm}^3$ de ácido e adicionar 1000 cm^3 de água.
 - c) $16,8\text{ cm}^3$ de ácido e adicionar 1000 cm^3 de água.
 - d) $8,4\text{ cm}^3$ de ácido e completar 1000 cm^3 com água.
 - e) $8,4\text{ cm}^3$ de ácido e completar 1000 cm^3 com água.
- 16.** (Uerj) Algumas soluções aquosas vendidas no comércio com nomes especiais são mostradas a seguir:

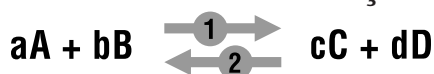
Nome do Produto	Fórmula do soluto predominante	% de soluto em massa
Soro fisiológico	NaCl	0,9%
Vinagre	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	5%
Água sanitária	NaClO	2%
Água oxigenada	H_2O_2	3%

Considerando que a densidade das soluções é de $1,0\text{ g/mL}$ e que as soluções são formadas exclusivamente pelo soluto predominante e pela água, o produto que apresenta a maior concentração em quantidade de matéria, $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, é:

- a) soro
- b) vinagre
- c) água sanitária
- d) água oxigenada

Equilíbrio Químico

O conceito de equilíbrio químico está relacionado sempre a uma reação reversível. Temos uma reação reversível quando os produtos, à medida que se formam, tornam a reagir entre si, regenerando, pelo processo inverso, as substâncias reagentes. Dessa forma, a reação é sempre parcial e jamais se completa. Nesses tipos de reação, aparecem duas velocidades em sentidos contrários; quando elas forem iguais, estabelece-se o equilíbrio químico ou equilíbrio dinâmico. Considere a reação genérica:



O equilíbrio se estabelece quando as velocidades nos sentidos 1 e 2 se igualam as concentrações dos reagentes e produtos não se alteram.

Exemplo: decomposição do tetróxido de dinitrogênio em dióxido de mononitrogênio realizada em um recipiente fechado.



Como o recipiente é fechado, os gases não podem escapar. No equilíbrio, o N_2O_4 transforma-se continuamente em NO_2 ao mesmo tempo em que este volta a se transformar no dímero N_2O_4 .

O equilíbrio químico fundamenta-se na *lei da ação das massas ou lei de Guldberg-Waage*:

“A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações dos reagentes, a uma dada temperatura.”

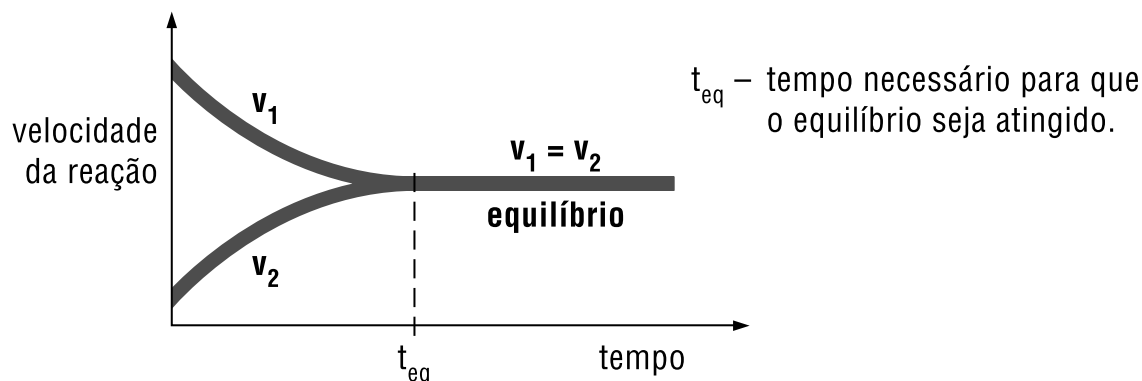
Aplicando a lei à reação que se processa no sentido ①:

$V_1 = k_1 [A]^a \cdot [B]^b$ onde, $[A]^a$ é a concentração em mol/L de A; $[B]^b$ é a concentração em mol/L de B e a e b são os coeficientes dos reagentes A e B na equação.

A velocidade no sentido 2 será:

$V_2 = k_2 [C]^c \cdot [D]^d$ onde, $[C]^c$ é a concentração em mol/L de C; $[D]^d$ é a concentração em mol/L de D, e c e d são coeficientes dos produtos C e D na equação. k_1 e k_2 são constantes de proporcionalidade.

Representando as velocidades em função do tempo:



No equilíbrio, $k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$ portanto, $\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$

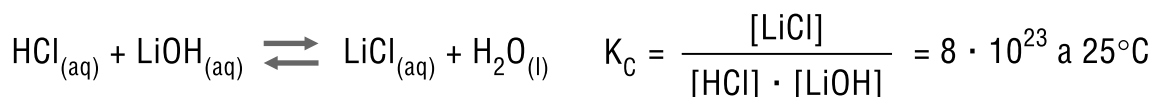
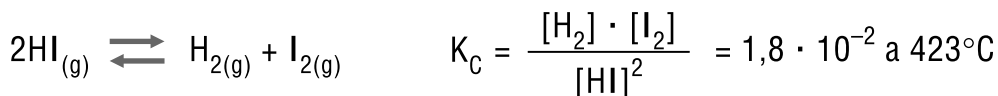
O equilíbrio se estabelece quando $V_1 = V_2$.

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

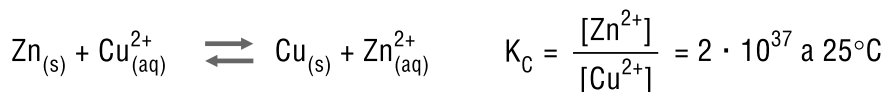
O quociente de duas constantes é outra constante:

K_C é a constante de equilíbrio, expressa em termos de concentração em mol/L.

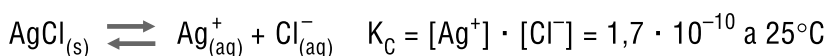
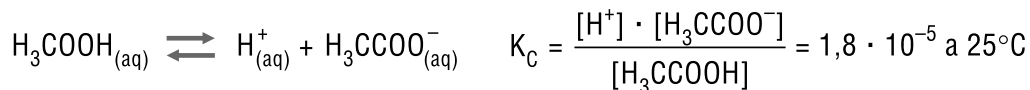
A seguir, temos alguns exemplos de reações com suas respectivas constantes de equilíbrio.



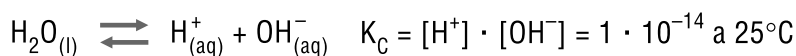
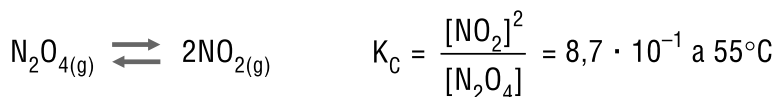
Obs₁: a concentração de H₂O não participa da expressão do equilíbrio porque ela praticamente não varia. Note que os reagentes já são soluções aquosas.



Obs₂: os sólidos não participam do cálculo da constante porque se considera que suas concentrações praticamente não variam.



Obs: veja Obs₂.



Obs: veja Obs₁.

A constante de equilíbrio químico, K_C , aplica-se a quaisquer sistemas homogêneos líquidos ou gasosos. Para os sistemas gasosos, podemos ainda obter a constante de equilíbrio em termos de pressões parciais, K_P .

$$K_P = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$$

Nos sistemas onde a quantidade de substância em mols dos reagentes é igual à quantidade de substância em mols dos produtos, K_P e K_C são numericamente iguais.

K_P e K_C se relacionam da seguinte forma:

$$K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$$

onde:

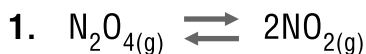
R – constante dos gases.

T – temperatura em Kelvin.

Δn – variação do número de mols.

Se $\Delta n = 0$. Substituindo na equação $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$
 $K_p = K_c(RT)^0$, então **$K_p = K_c$**

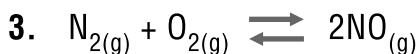
Veja alguns exemplos,



$$K_p = K_c(RT)^{2-1} \rightarrow K_p = K_c(RT)$$

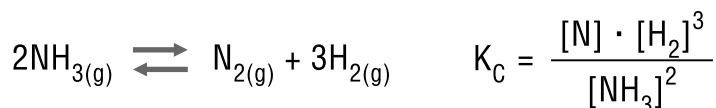


$$K_p = K_c(RT)^{[(1+0)-(0)]} \rightarrow K_p = K_c(RT)^1 \rightarrow K_p = K_c(RT)$$



$$K_p = K_c(RT)^{[2-(1+1)]} \rightarrow K_p = K_c(RT)^0 \rightarrow K_p = K_c$$

Quando uma reação for do tipo decomposição ou dissociação, o K_c é chamado de constante de dissociação:



Como o equilíbrio citado é uma reação de dissociação, o K_c é chamado de *constante de dissociação* do NH_3 .

Grau de equilíbrio (α)

É uma forma de expressar o quanto de uma reação já ocorreu. O grau de equilíbrio pode ser expresso por:

$$\alpha = \frac{\text{quantidade em mols consumidos de um reagente}}{\text{quantidade em mols inicial desse reagente}}$$

ou

$$\alpha = \frac{\text{número de mols consumidos}}{\text{número de mols inicial}}$$

O grau de dissociação é o próprio α aplicado às reações de dissociação.

$$\alpha_d = \frac{\text{quantidade em mols dissociados}}{\text{quantidade em mols inicial}}$$

ou

$$\alpha_d = \frac{\text{número de mols dissociados}}{\text{número de mols inicial}}$$

Quadro comparativo

Constante de equilíbrio	Grau de equilíbrio (∞)
Varia com a temperatura	Varia com a temperatura
Não varia com as concentrações das substâncias	Varia com a concentração das substâncias.
Não varia com a pressão, mesmo que no equilíbrio haja substâncias gasosas.	Varia com a pressão quando pelo menos uma das substâncias for gasosa.

Deslocamento de equilíbrio

Dado um sistema em equilíbrio, entende-se por deslocamento qualquer alteração em uma das velocidades, provocando modificação nas concentrações molares das substâncias em equilíbrio.

Quando se altera uma das velocidades das reações, o equilíbrio se desloca no sentido da maior velocidade. Alguns fatores podem provocar esse deslocamento:

- a- concentração dos participantes;
- b- pressão (lei de Robin);
- c- temperatura (lei de Vant' Hoff);

	Equilíbrio químico $\underbrace{A + B}_{\text{reagentes}} \rightleftharpoons \underbrace{C + D}_{\text{produtos}}$	
Fatores	Operação	Deslocamento
concentração	adição de reagente	no sentido dos produtos
	adição de produto	no sentido dos reagentes
	retirada de reagente	no sentido dos reagentes
	retirada de produto	no sentido dos produtos
pressão	aumento de pressão	no sentido da diminuição do volume
	diminuição de pressão	no sentido do aumento do volume

temperatura	aumento da temperatura	no sentido da reação endotérmica
	diminuição da temperatura	no sentido da reação exotérmica

Veja o exemplo, $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} \xrightleftharpoons[2]{1} 2\text{NO}_{2(\text{g})}$ $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$, $\Delta H > 0$ (endotérmica)

Efeito da concentração mantendo P e T constantes:

- Se **retiramos** NO_2 do sistema em equilíbrio, a reação se desloca no sentido **1** formando mais NO_2 para regenerar o equilíbrio.
- **Adicionando** NO_2 , no entanto, a reação se desloca no sentido **2** para restituir o equilíbrio.
- **Retirando** N_2O_4 , a reação se desloca no sentido **2**.
- **Adicionando** N_2O_4 , a reação se desloca no sentido **1**.

Efeito da pressão mantendo a T e as concentrações:

- **Aumentando a pressão**, a reação se desloca no sentido **2** que possui menos volume (1 mol).
- **Diminuindo a pressão**, a reação se desloca no sentido **1** pois o produto ocupa um volume maior (2 mols).

Efeito da temperatura:

- **Aumentando a temperatura**, a reação se desloca no sentido **1** pois a reação da esquerda para a direita é endotérmica.
- **Diminuindo a temperatura**, favorecemos o sentido **2** pois da direita para a esquerda a reação é exotérmica.

Princípio de Le Chatelier ou princípio da fuga ante a força

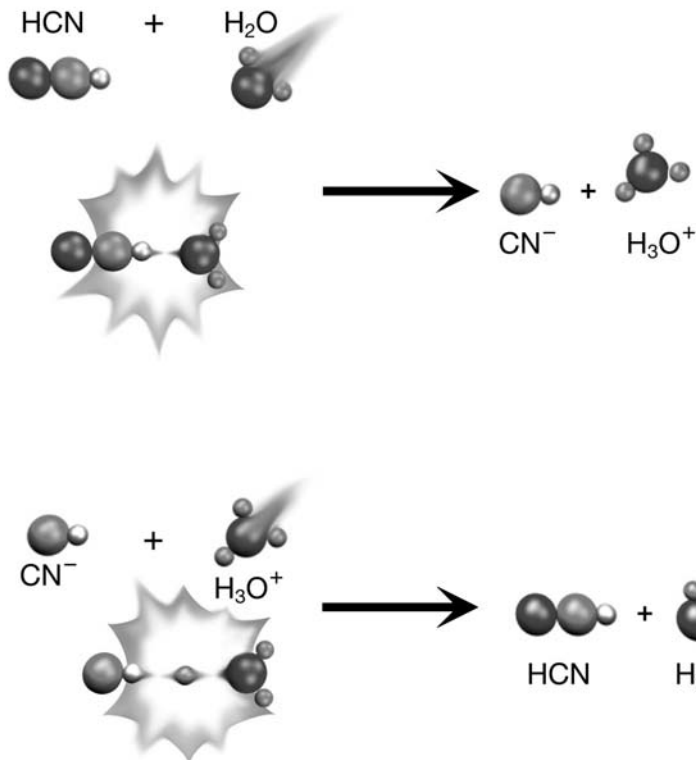
“Quando se altera um dos fatores que influencia um equilíbrio, este sempre se desloca no sentido de anular ou, pelo menos, atenuar o efeito da alteração provocada.”

Obs.: Um catalisador não desloca um equilíbrio químico, apenas diminui o tempo necessário para que o mesmo seja atingido.

Equilíbrio iônico

Constante de ionização

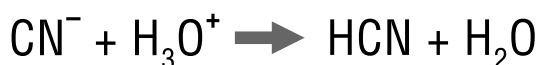
As soluções eletrolíticas são sistemas homogêneos em equilíbrio. Esse equilíbrio se estabelece entre as moléculas não-ionizadas e os íons resultantes da ionização, onde se distinguem dois processos inversos e simultâneos: *ionização* e *reagregação*.



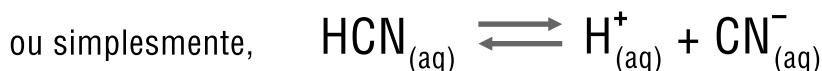
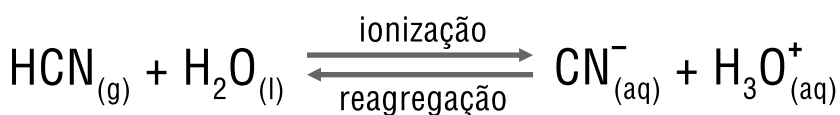
Ionização: moléculas de HCN se chocam com moléculas H₂O originando ânions CN⁻ e cátions H₃O⁺.



Reagregação: os ânions CN⁻ e os cátions H₃O⁺, por apresentarem cargas de sinais opostos, atraem-se e chocam-se, regenerando as moléculas HCN e H₂O.



Representando os dois processos em uma só equação:



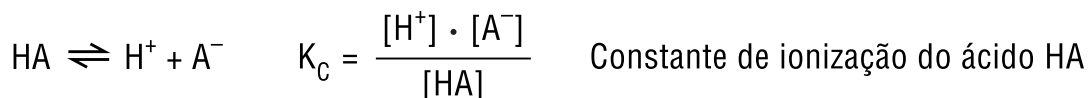
Como se trata de um sistema em equilíbrio, pode-se escrever a fórmula da constante K_c:

$$K_c = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

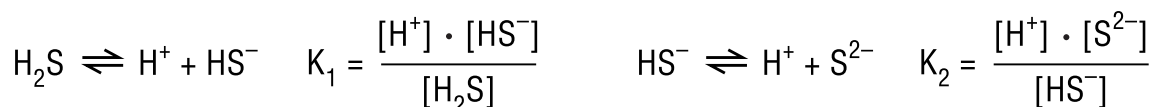
A concentração de água é praticamente invariável; por isso não entra no cálculo da constante.

Para representar-se a constante de ionização de um ácido, pode-se escrever a letra K acompanhada da fórmula do ácido como índice (KHCN) ou simplesmente K_a .

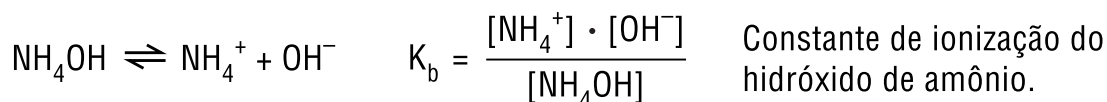
Generalizando:



Já os poliacidos (H_nA), ionizam-se em etapas e cada etapa constitui um equilíbrio ao qual está associado uma constante de ionização e um grau de ionização. Por exemplo, para o H_2S :



Assim como os ácidos, as bases também têm suas constantes de dissociação iônica e seus graus de dissociação iônica. Exemplo:



Não confunda constante de ionização com grau de ionização.

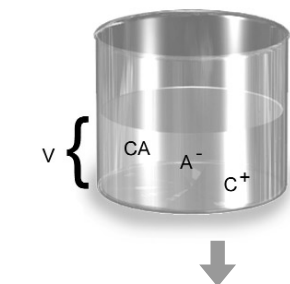
$$\alpha = \frac{\text{quantidade de substância em mols ionizada}}{\text{quantidade de substância em mols inicial}}$$

As constantes de dissociação iônica medem a força dos ácidos e das bases.

Para os ácidos fortes, a ionização pode ser considerada total em soluções diluídas, situação à qual o conceito de equilíbrio não se aplica.

Lei da diluição de Ostwald

O cientista Ostwald expressiu as concentrações que aparecem na constante de ionização em termos do grau de ionização, relacionando o grau de ionização com o volume da solução ou com a diluição da solução.



Coloquemos n de mols de eletrólito CA no béquer. Depois, completamos com água até o volume V . Seja α o grau de ionização de CA.

	CA	$\xrightleftharpoons{H_2O}$	C ⁺	+	A ⁻
Nº inicial de mols	0		0		0
Nº de mols dissociados	$n\alpha$		$n\alpha$		$n\alpha$
Nº de mols no equilíbrio	$n - n\alpha$		$0 + n\alpha$		$n + n\alpha$
Concentração (mol/kg)	$\frac{n - n\alpha}{V}$		$\frac{n\alpha}{V}$		$\frac{n\alpha}{V}$

Aplicando a lei da ação das massas de Guldberg-Waage teremos:

$$K_i = \frac{[C^+] \cdot [A^-]}{[CA]} \quad \text{ou} \quad K_i = \frac{\frac{n\alpha}{V} \cdot \frac{n\alpha}{V}}{\frac{n - n\alpha}{V}} \quad \text{ou} \quad K_i = \frac{n\alpha^2}{V(1 - \alpha)}$$

Todavia, $\frac{n}{V}$ = concentração em mol/L ou M_r então: $K_i = \frac{M_r \cdot \alpha^2}{(1 - \alpha)}$

Como $M_r = \frac{n}{V}$ se $V \rightarrow \infty$ então $M_r \rightarrow 0$

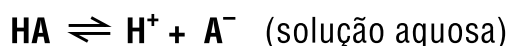
Quando a concentração em mol/L tende a zero, o grau de ionização tende a 100%.

Conclusão: quanto mais se dilui uma solução, maior será o número de moléculas ionizadas.

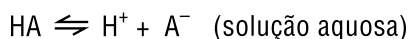
Efeito do íon comum

Chama-se efeito do íon comum à alteração da posição de equilíbrio pela adição de um íon comum ao equilíbrio e à solução do eletrólito forte adicionado. Trata-se da aplicação do princípio de Le Chatelier aos equilíbrios iônicos.

Observando o equilíbrio da ionização do ácido HA:



Dissolvendo o sal B^+A^- na solução do ácido HA, estamos introduzindo mais íons A^- nessa solução. O equilíbrio será deslocado para a esquerda ou para o lado do HA não-ionizado.



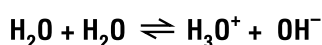
Conclusão: a dissolução de um sal B^+A^- numa solução aquosa de um ácido HA produz:

- diminuição da concentração dos íons H^+ na solução;
- diminuição do grau de ionização do ácido;
- enfraquecimento do ácido.

Equilíbrio iônico da água

A água é um eletrólito muito fraco, possuindo baixa condutibilidade elétrica.

A ionização da água ocorre segundo a reação.



Produto iônico da água

A constante de ionização no equilíbrio anterior é:

$$K_i = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Como o grau de ionização da água é muito pequeno, a concentração molar da água $[H_2O]$, é praticamente constante.

Como $[H_2O]$ é constante, o produto $K_i \cdot [H_2O]^2$ também é constante e será chamado K_w (produto iônico da água).

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

A mudança de temperatura faz variar o valor numérico do K_w .

Temperatura	K_w
0°C	$0,12 \cdot 10^{-14}$
15°C	$0,46 \cdot 10^{-14}$
25°C	$1,02 \cdot 10^{-14}$
50°C	$5,5 \cdot 10^{-14}$
100°C	$51,0 \cdot 10^{-14}$

Nota: para facilitar o estudo, a ionização da água costuma ser representada de maneira simplificada:



A expressão do K_w fica:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

Potencial hidrogeniônico (pH) e potencial hidroxiliônico (pOH)

O valor da concentração dos íons H^+ de uma solução constitui um critério para a determinação da acidez, basicidade ou neutralidade do meio.

Para obtermos essa classificação, comparamos a solução com água pura.

A água pura, convencionada como meio neutro, apresenta:

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L e } [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L a } 25^\circ\text{C}.$$

Já uma solução ácida apresenta maior concentração de íons H^+ e, conseqüentemente, haverá uma diminuição da concentração dos íons OH^- . Porém, se em uma solução a concentração de OH^- for maior que a de H^+ , teremos uma solução básica.

$$\text{Água pura (meio neutro)} \quad \left\{ \begin{array}{l} [\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L} \\ [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L} \\ [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \end{array} \right. \rightarrow [\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$\text{Água ácida (meio ácido)} \quad \left\{ \begin{array}{l} [\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ mol/L} \\ [\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol/L} \\ [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \end{array} \right. \rightarrow [\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

$$\text{Água básica (meio básico)} \quad \left\{ \begin{array}{l} [\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ mol/L} \\ [\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/L} \\ [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \end{array} \right. \rightarrow [\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

Por não ser muito prático trabalhar-se com valores muito pequenos, isto é, potências com expoentes negativos, o cientista Sørensen introduziu o uso de uma grandeza chamada potencial.

Potencial hidrogeniônico: é o logaritmo decimal do inverso da concentração molar dos íons H^+ de um meio aquoso. Representa-se por pH.

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]}$$

Potencial hidroxiliônico: é o logaritmo decimal do inverso da concentração molar dos íons OH^- de um meio aquoso. Representa-se por pOH.

$$pOH = \log \frac{1}{[OH^-]}$$

pH e o pOH para os diferentes meios:

a) meio neutro:

$$[H^+] = 10^{-7} \Rightarrow pH = \log \frac{1}{10^{-7}} = \log 10^7 = 7$$

$$pH = 7$$

$$[OH^-] = 10^{-7} \Rightarrow pOH = \log \frac{1}{10^{-7}} = \log 10^7 = 7$$

$$pOH = 7$$

b) meio ácido:

$$[H^+] > 10^{-7} \Rightarrow pH = \log \frac{1}{>10^{-7}} \Rightarrow pH < 7$$

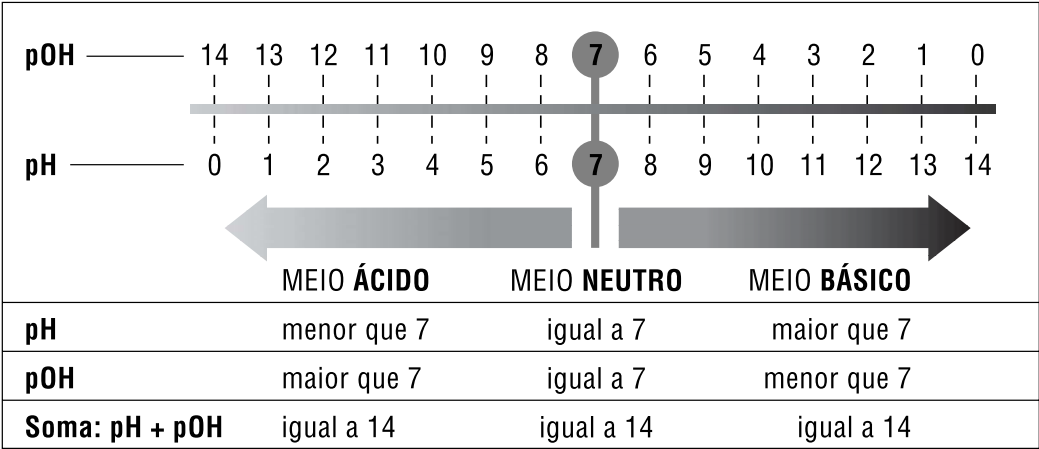
$$[OH^-] < 10^{-7} \Rightarrow pOH = \log \frac{1}{<10^{-7}} \Rightarrow pOH > 7$$

c) meio básico:

$$[H^+] < 10^{-7} \Rightarrow pH = \log \frac{1}{<10^{-7}} \Rightarrow pH > 7$$

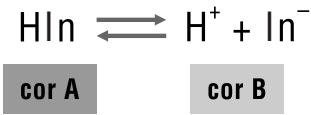
$$[OH^-] > 10^{-7} \Rightarrow pOH = \log \frac{1}{>10^{-7}} \Rightarrow pOH < 7$$

A soma do pH e do pOH é sempre igual a 14.



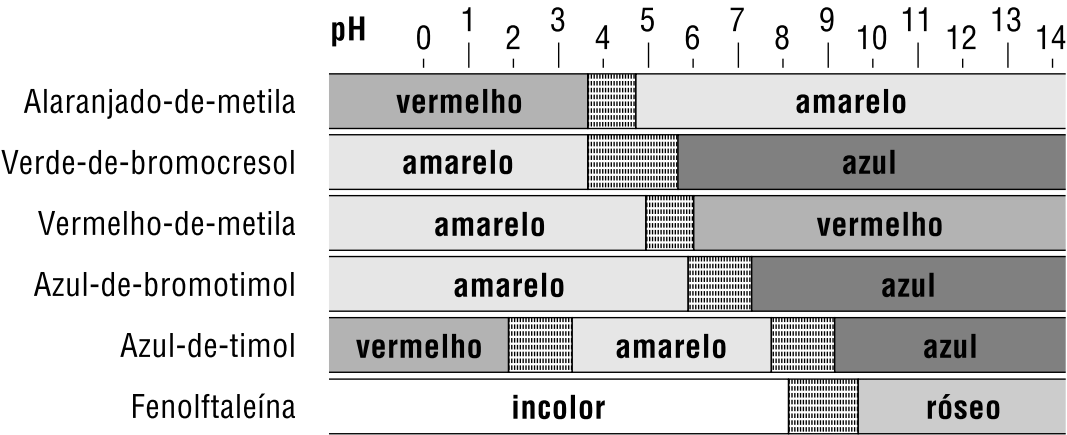
Indicadores

São ácidos fracos utilizados para se conhecer o pH do meio. Em solução aquosa, esses ácidos ionizam-se e, dependendo do meio em que são colocados, assumem uma cor diferente.



Em meio ácido, predomina a forma não-ionizada e, portanto, o indicador assume a cor A. Já em meio básico, predomina o íon In⁻ que possui a cor B. Veja algumas substâncias que servem para indicar o pH do meio e suas respectivas cores:

Indicadores diferentes mudam de cor em diferentes valores de pH.

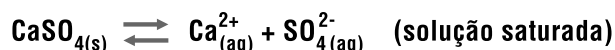


Nesse esquema o símbolo [símbolo de viragem] indica a zona de viragem

Indicadores diferentes mudam de cor em diferentes valores de pH.

Produto de solubilidade (K_{ps} , P.S. ou K_s)

Observando-se um sistema constituído por uma solução saturada de CaSO_4 com corpo de chão ou corpo de fundo, nota-se o estabelecimento de um equilíbrio entre a solução saturada e o corpo de fundo, ou seja, o CaSO_4 está continuamente passando para a solução mas, como esta já está saturada, igual quantidade de CaSO_4 precipita-se e passa para o corpo de fundo.



Em um equilíbrio heterogêneo, a concentração do sólido não aparece na expressão final da constante de equilíbrio.

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \quad (\text{na solução saturada})$$

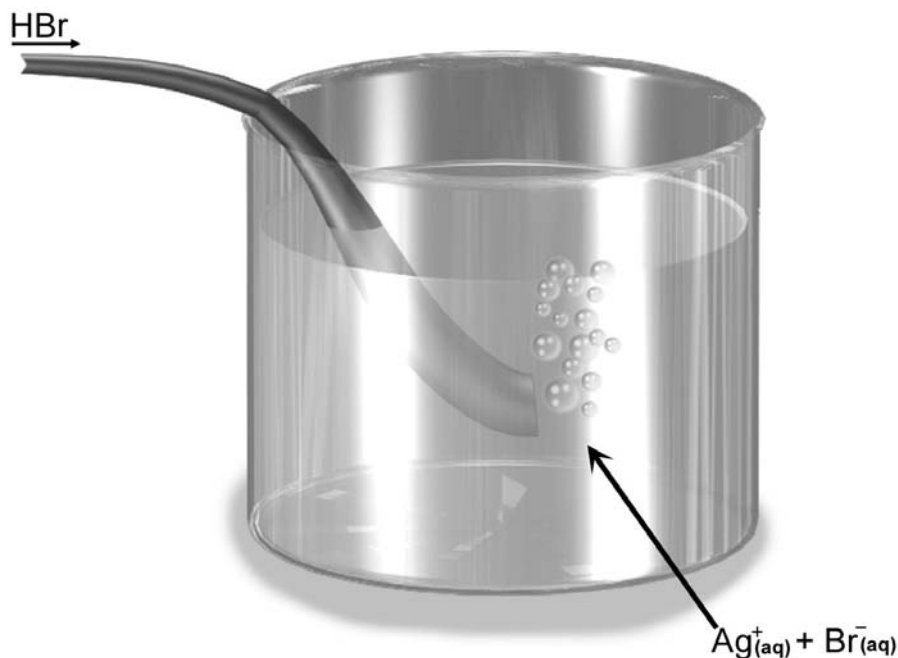
produto de solubilidade do CaSO_4

Observando as tabelas, note que quanto maior o K_s de uma substância, maior será sua solubilidade (s) e que o K_s aumenta em função do aumento da temperatura.

Substância	K_s
BaCO_3	$7,0 \cdot 10^{-9}$ (18°C)
SrCO_3	$1,6 \cdot 10^{-9}$ (25°C)
CaCO_3	$9,9 \cdot 10^{-9}$ (15°C)
BaSO_4	$1,2 \cdot 10^{-10}$ (18°C)
SrSO_4	$3,8 \cdot 10^{-7}$ (7,4°C)
CaSO_4	$6,1 \cdot 10^{-5}$ (10°C)
CaC_2O_4	$3,8 \cdot 10^{-9}$ (18°C)
AgCl	$1,56 \cdot 10^{-10}$ (25°C)
AgBr	$7,7 \cdot 10^{-13}$ (25°C)
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$ (25°C)

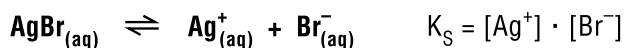
Temperatura (°C)	K_s (do AgCl)
4,7	$2,1 \cdot 10^{-11}$
9,7	$3,7 \cdot 10^{-10}$
25,0	$1,56 \cdot 10^{-10}$
50,0	$1,32 \cdot 10^{-9}$

Exemplo:



Temos uma solução saturada de brometo de prata (AgBr). Passando-se uma corrente de brometo de hidrogênio (HBr) por essa solução o que ocorre?

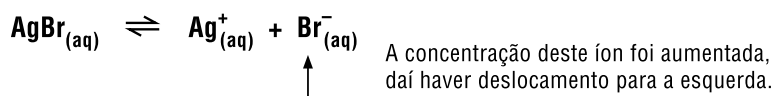
Resolução: Como a solução está saturada de brometo de prata, temos:



Ao se introduzir o brometo de hidrogênio, ocorre:

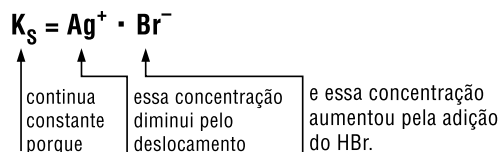


Haverá um aumento da concentração dos íons Br^- . Esse aumento provocará um deslocamento do equilíbrio do brometo de prata na solução para a esquerda.



Com esse deslocamento, haverá a formação de AgBr não-dissociado. Como a solução está saturada este AgBr formado pelo deslocamento se depositará no fundo do recipiente (precipitação).

Veja que, com o deslocamento, houve diminuição da concentração dos íons Ag^+ , o que garante a constância do K_s .



Resposta: *Ocorre precipitação de AgBr.*

AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

1. Escreva a fórmula da constante de equilíbrio para os seguintes sistemas:

a) $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{2(g)}$

b) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$
2. Na dissociação térmica do trióxido de enxofre gasoso (SO_3), o equilíbrio é alcançado quando se acham em presença 10 mols de trióxido de enxofre gasoso, 15 mols de dióxido de enxofre gasoso (SO_2) e 10 mols de oxigênio gasoso (O_2) encerrados num recipiente de 5 L de capacidade. Qual é o valor da constante de equilíbrio?
3. 1,00 mol de $H_{2(g)}$ e 4,00 mols de $CO_{2(g)}$ são colocados num recipiente fechado e aquecido à temperatura constante de $1500^\circ C$. Estabelecido o equilíbrio:

$$H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)} + CO_{(g)}$$
 verifica-se que no sistema sobraram 3,20 mols de $CO_{2(g)}$. Calcule K_c desse equilíbrio a $1500^\circ C$
4. 0,200 mol de SO_3 são aquecidos num tubo fechado de capacidade igual a 10,0 L, a uma temperatura constante de $1000^\circ C$. Estabelecido o equilíbrio, verifica-se que o grau de dissociação do SO_3 a $1000^\circ C$.
5. Com relação ao equilíbrio $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$
 Para que ocorra deslocamento para a direita, deve-se:

a) adicionar $H_{2(g)}$

b) retirar $Cl_{2(g)}$

c) adicionar $HCl_{(g)}$

d) retirar $H_{2(g)}$
6. Escreva a expressão da constante de ionização das seguintes substâncias:
 H_2S , H_2CO_3 e H_3PO_4

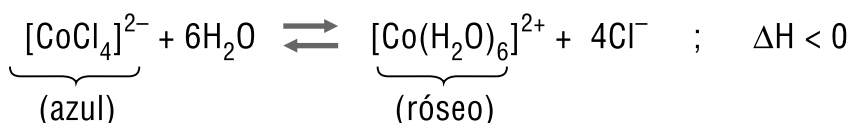
7. Escreva a expressão da constante de ionização das seguintes substâncias:
- a) HCN b) HClO c) NH_4OH
8. Para um diácido fraco, podemos afirmar que:
- a) K_1 é ligeiramente superior a K_2
b) K_1 é ligeiramente inferior a K_2
c) K_1 é aproximadamente igual a K_2
d) K_1 é muito superior a K_2
e) K_1 é muito inferior a K_2
9. Certo eletrólito apresenta grau de ionização igual a 0,8. Quantas moléculas se encontrarão ionizadas quando 1500 moléculas forem adicionadas à água?
10. O que se entende por grau de ionização?
11. Um ácido HX apresenta grau de ionização 20% numa determinada solução. Sabendo-se que essa solução foi preparada adicionando-se 5100 moléculas de HX à água descubra quantas moléculas de HX se encontram ionizadas.
12. Calcule a constante de ionização do ácido acético (HAc), sabendo que em solução 0,2 mol/L ele apresenta-se 1,5 % ionizado.
13. Entre os sais seguintes, qual você escolheria para dissolver numa solução aquosa de ácido nitroso (HNO_2), a fim de diminuir a $[\text{H}^+]$ da solução?
- a) NaCl b) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ c) NaNO_2 d) NH_4Cl
14. Calcular as concentrações dos íons NH_4^+ , OH^- e H^+ numa solução aquosa de NH_4OH a 0,1 mol/L sabendo que nessa solução o grau de ionização do NH_4OH é igual a 2%.
15. O que significa a expressão produto iônico da água?
16. Determine o pH de uma solução que apresenta concentração de íons H^+ igual a 10^{-2} mol/L.
17. Calcule o pH de uma solução cuja concentração de íons H^+ é $2 \cdot 10^{-5}$ mol/L (dado: $\log 2 = 0,3$).
18. Calcule o pH de uma solução a 0,045 mol/L de hidróxido de amônio (NH_4OH) (Dados: $K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ e $\log 9 = 0,94$).

- 19.** A solubilidade do carbonato de cálcio (CaCO_3) em água, a 20°C , é de 13 mg/L. Calcule o seu K_s nessa temperatura.
- 20.** Determine a solubilidade do cloreto de chumbo (PbCl_2) em água, a 25°C , sabendo que seu K_s é $2,56 \cdot 10^{-4}$.
- 21.** (UFBA) A figura a seguir ilustra um sistema constituído por 100 mL de solução de H_2SO_4 a 80% (% em massa), de densidade igual a 1,84 g/mL, ao qual são adicionados 500 mL de solução de NaOH 4 mol/L.



Com base nesses dados, pode-se afirmar que:

01. A massa de H_2SO_4 contida no sistema é de 147,2g.
02. A quantidade em mols de NaOH adicionada ao sistema é igual a dois.
04. Após a adição da solução de NaOH, ocorrerá reação química de neutralização.
08. A massa de sal obtida na reação é de 142,1g.
16. O pH da mistura resultante é superior a 7,0.
32. A quantidade em mols de H_2SO_4 é igual a 98g.
- 22.** (UFMG) Considere o seguinte sistema em equilíbrio, em que todas as espécies estão dissolvidas em água.



O equilíbrio será afetado por qualquer uma das seguintes ações, exceto:

- a) Adição de ácido clorídrico.
- b) Aumento da pressão.
- c) Aumento da temperatura.
- d) Diluição da solução azul em água.
- e) Precipitação de Cl^- .

23. (UFBA) Para uma única solução aquosa, onde estão dissolvidas iguais quantidades em mols dos seguintes sais, cujos produtos de solubilidade são:

Sal	Kps (mol/L) ²
01. BaCO_3	$5,3 \cdot 10^{-9}$.
02. CaCO_3	$4,7 \cdot 10^{-9}$.
04. FeCO_3	$2,0 \cdot 10^{-11}$.
08. PbCO_3	$1,0 \cdot 10^{-13}$.
16. MgCO_3	$4,0 \cdot 10^{-5}$.
32. CdCO_3	$5,2 \cdot 10^{-12}$.
64. CoCO_3	$8,0 \cdot 10^{-13}$.

Adicionando-se $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$, gota a gota à solução, qual dos sais precipitará em primeiro lugar? E qual em segundo lugar?

24. (UFRR) Dadas duas soluções:

$$\text{A} - [\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{B} - [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-8}$$

podemos afirmar que:

- I. O pOH da solução A é igual ao pOH da solução B.
 - II. O pH da solução A é igual ao pH da solução B.
 - III. As duas soluções são ácidas.
 - IV. A solução B é mais básica que a solução A.
- a) apenas a I e a II estão corretas.
 - b) apenas a III e a IV estão corretas.
 - c) apenas a I e a III estão corretas.
 - d) apenas a II e a III estão corretas.
 - e) apenas a I e a IV estão corretas.

25. (Unimesp-SP) Esta tabela indica o pH aproximado de alguns sistemas, a 25 °C.

SISTEMA	pH
Suco de limão	2,5
Vinagre	3,0
Suco de tomate	5,0
Sangue humano	7,5
Leite de magnésia	11,0

Considerando-se as informações dessa tabela, a afirmativa falsa é:

- a) A concentração de íons H_3O^+ no sangue humano é inferior a 10^{-7} mol/L.
- b) A concentração de íons H_3O^+ no vinagre é inferior a 10^{-3} mol/L.
- c) A concentração de íons OH^- no leite de magnésia é inferior a 10^{-11} mol/L.
- d) A concentração de íons OH^- no suco de tomate é maior do que no vinagre.
- e) O suco de limão é mais ácido do que o vinagre.

26. (UFPE) Coloque, em ordem crescente de pH, as espécies a seguir:

- I. leite de magnésia.
- II. suco de limão.
- III. água de chuva.
- IV. soda cáustica.

Assinale, entre as alternativas a seguir, a que corresponde corretamente à questão.

- a) II, III, I, IV
- b) III, II, IV, I
- c) IV, I, III, II
- d) II, III, IV, I
- e) I, IV, III, II

27. (UFBA) A respeito de equilíbrio iônico em soluções aquosas, pode-se afirmar:

- 01. Uma solução cujo pH é 8, a 25°C, tem caráter alcalino.
- 02. Uma solução cujo pH é 3, a 25°C, apresenta $1,0 \cdot 10^{-11}$ mol/L de íons OH^- .
- 04. Adicionando-se 1 L de solução de pH = 3 do ácido forte HA a 1 L de uma solução de pH = 9 da base forte MOH, a solução resultante será ácida.

08. O produto $[H^+]\cdot[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$ é uma constante, tanto para a água pura a 25°C , quanto para as soluções ácidas ou básicas.

16. Se, a determinada temperatura, $K_w = 1,0 \cdot 10^{-16}$, então uma solução de $\text{pH} = 8$ será neutra.

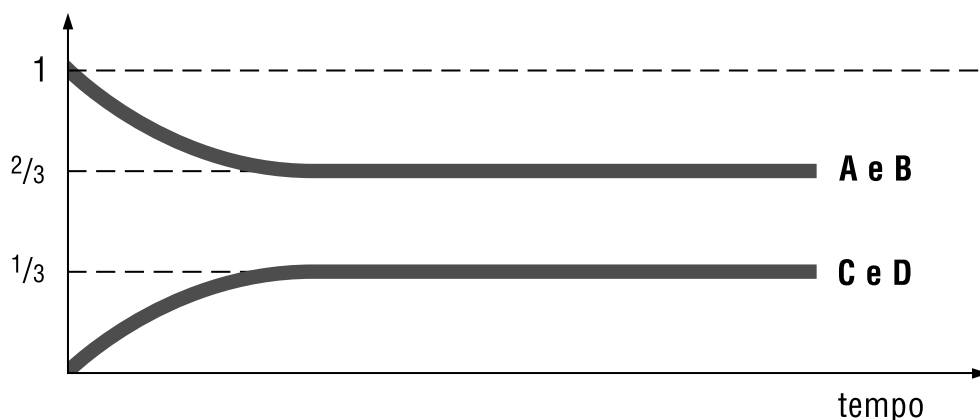
28. (UnB-DF)

I. HCl	0,01 mol/L	
II. NaOH	0,1 mol/L	
III. NH_4OH	0,001 mol/L	($K_b = 10^{-5}$)
IV. CH_3COOH	0,1 mol/L	($K_a = 10^{-5}$)

as soluções apresentam os seguintes valores de pH, respectivamente:

- a) I - 2, II - 13, III - 10, IV - 3 d) I - 1, II - 13, III - 10, IV - 3
b) I - 1, II - 10, III - 3, IV - 5 e) I - 2, II - 10, III - 10, IV - 3
c) I - 2, II - 13, III - 5, IV - 3

29. (UFMG) A reação: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ em equilíbrio, apresenta o seguinte diagrama de concentração numa determinada temperatura:



A constante de equilíbrio, nessa temperatura, é:

- a) $1/4$ b) 1 c) 4 d) 8 e) 16

30. (UFPB) Um determinado indicador HX, em solução aquosa, apresenta o seguinte equilíbrio:



onde HX possui cor azul e X^- cor amarela. Para tornar a solução azulada deveríamos adicionar:

a) NH_3 c) NaOH e) NaCl b) HCl d) H_2O

31. (UFRS) Os dados que levam ao cálculo de K_{ps} (produto de solubilidade) referem-se a soluções aquosas de substâncias:

a) oxidantes, pouco solúveis.

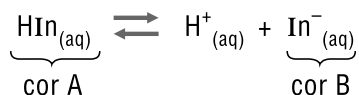
d) metálicas, muito solúveis.

b) redutoras, muito solúveis.

e) iônicas, pouco solúveis.

c) metálicas, pouco solúveis.

32. (UnB-DF) A determinação de acidez ou basicidade de uma solução pode ser realizada por meio de um peagâmetro ou por meio de substâncias denominadas indicadores ácido/base. Uma grande parte dos indicadores são ácidos orgânicos fracos, que podem ser representados genericamente por HIn . A classificação da substância como sendo ácida ou básica, é possível devido à diferença de cor das espécies HIn e In^- , de acordo com o equilíbrio a seguir:



Com base nas informações anteriores, indique a soma das alternativas verdadeiras:

01. Se adicionarmos um pouco deste indicador em suco de limão, a solução apresentará a cor A.

02. HIn não é um ácido de Arrhenius.

04. A expressão da constante de equilíbrio é $K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$

e fornece uma informação quantitativa das espécies presentes.

08. Quanto maior for o número de hidrogênios na fórmula do ácido, maior será sua força.

33. (UFRGS-RS) O pH (potencial hidrogeniônico) de uma amostra de resíduo industrial líquido é igual a 2. Quantos gramas de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ puro devem ser adicionados a um reservatório contendo 10000 L de H_2SO_4 a 15% (em massa) para que haja completa neutralização.

34. (UnB-DF) A tabela a seguir apresenta alguns sistemas aquosos e os correspondentes valores aproximados de pH, a 25°C .

MATERIAL	pH
suco gástrico	1
suco de limão	2
suco de laranja	3
suco de tomate	4
café preto	5
água de chuva	6

Julgue os itens seguintes:

01. O pOH do suco gástrico é 6.
 02. No suco de laranja, a concentração dos íons H_3O^+ é aproximadamente 10^{-3} mol/L.
 04. No suco de tomate, a concentração dos íons H_3O^+ é dez vezes maior que a do café preto.
 08. A água de chuva é mais ácida que o café preto.
 35. (UFSE) Aumentando-se a temperatura do sistema em equilíbrio:



ocorrerá:

- a) diminuição da concentração de monóxido de carbono.
 b) aumento da concentração de metanol.
 c) deslocamento do equilíbrio para a direita.
 d) diminuição da concentração de gás hidrogênio.
 e) deslocamento do equilíbrio para a esquerda.
 36. (UFSE) O pH de uma solução que apresenta 17 mg de íons OH^-/L é
 a) 11 b) 7 c) 9 d) 3 e) 17
 37. (Uepa) O gás NO quando liberado na atmosfera transforma-se num gás poluente. A reação de formação do NO, em equilíbrio, pode ser representada por

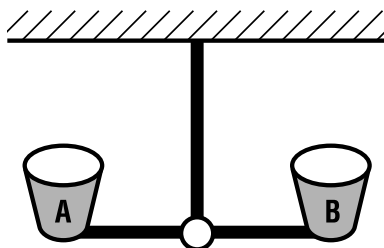


Nessa situação:

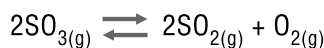
- a) o aumento da concentração de N_2 favorece a formação de NO.
 b) a contração de volume favorece a formação de NO.
 c) o fornecimento de calor ao sistema aumenta a concentração de N_2 .

- d) o sistema estando em equilíbrio, não pode ser modificado.
 e) a retirada de NO aumenta a concentração de O₂.

38. (UFMS) Uma barra metálica AB, que possui em suas extremidades cadinhos também metálicos, encontra-se em equilíbrio, suspensa por um fio. No cadinho A, há 1 mol de carbonato de cálcio e no cadinho B, 1 mol de carbonato de alumínio. Após intenso e prolongado aquecimento, observar-se-á:



01. Decomposição dos carbonatos em ambos cadinhos.
 02. Perda de água em ambas amostras.
 04. Evolução gasosa em cada cadinho.
 08. Perda do equilíbrio, ficando o lado A mais pesado.
 16. Formação de bicarbonato em ambos cadinhos.
- 39.** (UNESP) Ao decompor-se termicamente o trióxido de enxofre gasoso (SO₃), em uma determinada temperatura T, num recipiente cujo volume é de 5 L, obtém-se as seguintes quantidades em mols no equilíbrio: SO₂ = 15; O₂ = 10 e SO₃ = 10. A reação é exibida a seguir. Calcule o valor da constante de equilíbrio.



40. (UFPA) A constante de equilíbrio de um dado sistema gasoso é.

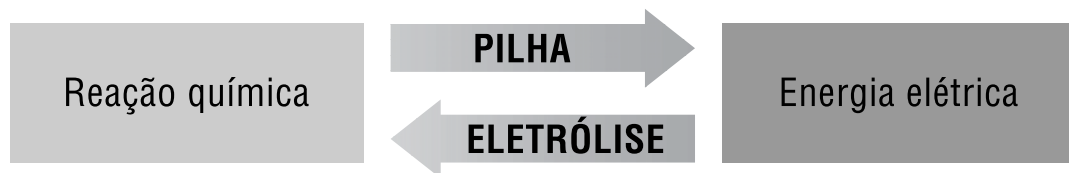
$$K_c = \frac{[\text{C}]^2 \cdot [\text{D}]^3}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]^4}$$

A equação estequiométrica que representa esse sistema, em equilíbrio, é:

- | | |
|---|---|
| a) $2\text{C} + 3\text{D} \rightleftharpoons \text{A} + 4\text{B}$ | d) $4\text{AB} \rightleftharpoons 2\text{C} + 3\text{D}$ |
| b) $\text{A} + 4\text{B} \rightleftharpoons 2\text{C} + 3\text{D}$ | e) $\text{A} + \text{B}_4 \rightleftharpoons \text{C}_2 + \text{D}_3$ |
| c) $\text{A} + \text{B}^4 \rightleftharpoons \text{C}^2 + \text{D}^3$ | |

Eletroquímica

Com a invenção da pilha em 1800 pelo italiano Alessandro Volta, surgiu um novo ramo da química, a eletroquímica, que estuda a relação entre as *reações químicas* e a *energia elétrica*. As reações químicas podem gerar energia elétrica, mas esta também pode provocar a ocorrência de reações.

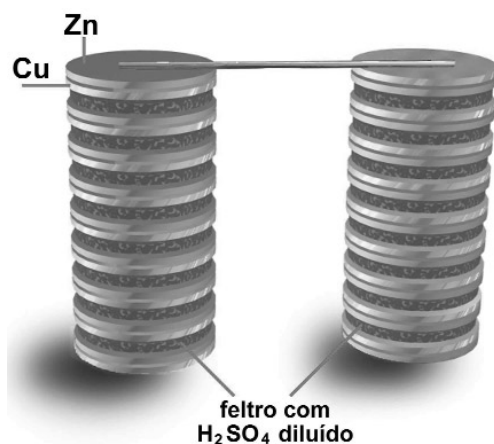


Qualquer sistema de oxidação-redução capaz de produzir energia elétrica é denominado *pilha*. Na *eletrólise*, ao contrário, a reação consome energia elétrica.

Tanto as reações que geram corrente elétrica quanto as que utilizam uma corrente externa são reações de *oxi-redução* ou *redox*, pois nesses casos elétrons são transferidos de uma para a outra espécie química. Lembre-se de que o processo onde há ganho de elétrons chama-se redução e o elemento é chamado de oxidante porque provoca a oxidação de um outro que, por sua vez, é conhecido como agente redutor.

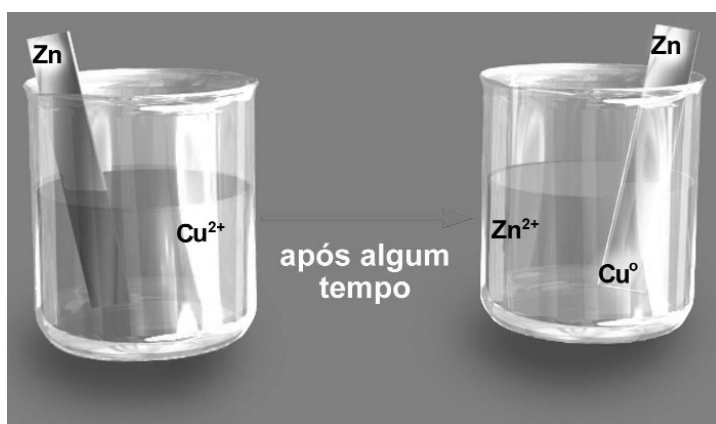
Pilha de Volta

Como mostra a figura, a pilha de Volta era constituída por uma “pilha” de placas metálicas de Zn e Cu, entremeadas por discos de feltro embebidos em H_2SO_4 diluído.

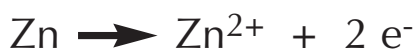


Pilhas

Quando uma barra de Zn é imersa em uma solução de Cu^{2+} , nota-se que o Zn fica totalmente recoberto por uma camada de cobre metálico. A presença de íons Zn^{2+} na solução poderá ser detectada por meio de uma análise química.



Dois processos estão ocorrendo nesse exemplo: a oxidação do Zn,



e a redução dos íons Cu^{2+} .

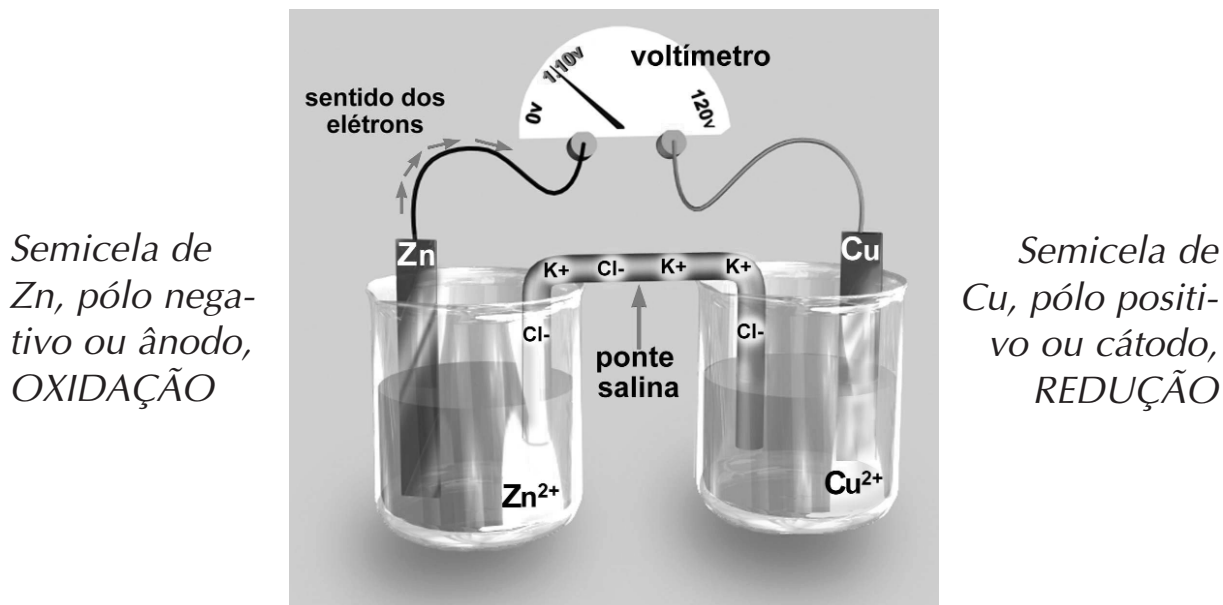


Processos onde só ocorre oxidação ou redução são chamados de semi-reações. Portanto cada uma das reações descritas acima é chamada de semi-reação, mas, em conjunto, resultam na reação global da pilha que, neste caso, pode ser representada por:

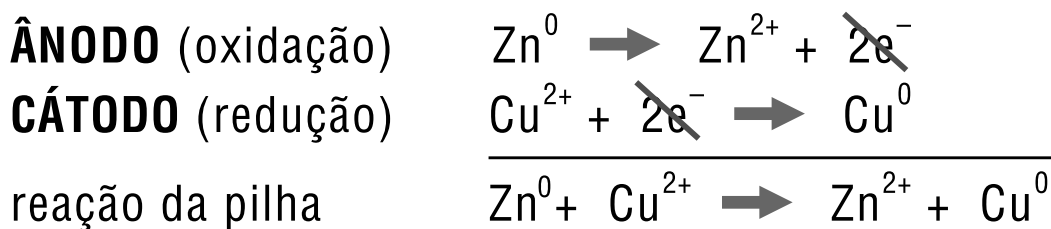


Pilha de Daniell

O inglês John Frederic Daniell construiu a primeira pilha com soluções líquidas. A pilha de Daniell foi construída utilizando-se placas metálicas de Zn e Cu mergulhadas, respectivamente, em soluções de íons Zn^{2+} e Cu^{2+} de concentração 1 mol/L a 25°C.



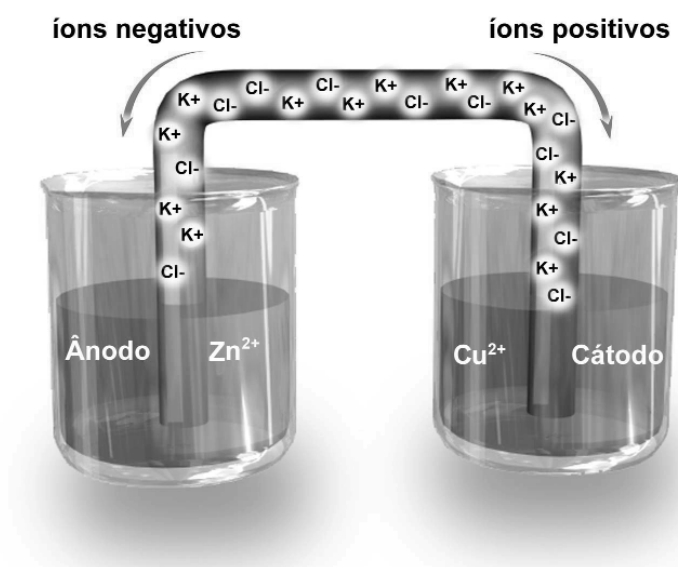
O sistema redox da pilha de Daniell pode ser representado pelas seguintes equações:



Variando a temperatura e as concentrações das soluções, obtém-se potenciais diferentes de 1,10V, como mostra a escala do voltímetro da figura.

Os elétrons passam de forma espontânea da barra de Zn para a de Cu através do fio. À medida que a pilha funciona ou descarrega, a lâmina de zinco se desgasta enquanto a de cobre aumenta. Dessa forma, aumenta a concentração de íons Zn^{2+} em solução enquanto a concentração de íons Cu^{2+} diminui. Esse aumen-

to e diminuição de cargas elétricas nas soluções poderiam fazer com que a pilha parasse de funcionar, mas esse problema pode ser contornado com o uso de uma “ponte salina”. Ela é constituída por um tubo recurvado contendo uma solução saturada de algum eletrólito que mantenha contato com ambas as soluções. Os íons negativos dessa solução migram para a semicela onde ocorre a formação de excesso de cargas elétricas positivas (nesse caso, para o zinco). Os íons positivos migram para a semicela onde houver deficiência de cargas elétricas positivas (no caso, a do cobre). A função da ponte salina é, portanto, a de manter o equilíbrio elétrico das soluções.



Para voltar à situação inicial, os elétrons devem ser “forçados” a ir da barra de cobre para a de zinco por meio de uma fonte de corrente elétrica externa ou gerador. Então, a lâmina de Zn irá se recompor, enquanto a de cobre terá sua massa reduzida.

Dessa forma, há uma transferência direta dos elétrons dos átomos de zinco da barra para os íons Cu^{2+} da solução na outra cela.

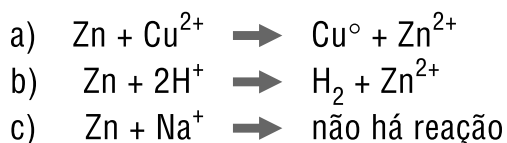
Vocabulário utilizado no estudo de pilhas

- *Eletrodo*: barra metálica, pedaço de grafite ou até mesmo um pedaço de fio desencapado.
- *Semicela*: conjunto formado pelo eletrodo e a solução iônica da pilha.

- **Ânodo:** semicela que emite elétrons para o circuito externo. É o pólo negativo da pilha, onde ocorre o processo de oxidação.
- **Cátodo:** semicela que recebe elétrons do circuito externo. É o pólo positivo da pilha, onde ocorre o processo de redução.
- **Cela eletroquímica:** conjunto completo que constitui uma pilha. É formada por duas semicelas.

Fila de reatividade química dos metais

É uma forma de organizar os metais para que se possa prever se uma reação é espontânea ou não. Veja os exemplos:

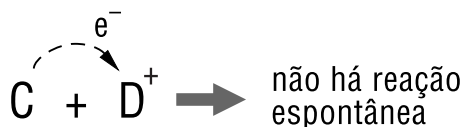


Na primeira reação, o Zn deslocou o Cu^{2+} ; na segunda, o Zn deslocou o H^+ e, na terceira, o Zn não deslocou o Na^+ .

Quando um metal A desloca um metal B, significa que A doou elétrons para o cátion de B.



Quando o metal C não desloca o metal D, significa que C não consegue doar elétrons para o cátion de D.



Para conhecermos se um elemento desloca outro ou não, devemos conhecer a fila de reatividade dos metais.

alcalinos, alcalino-terrosos, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, **H**, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.

**metais mais reativos
(não-nobres)**

**metais menos reativos
(nobres)**

Os metais mais reativos são os que apresentam maior tendência de doar elétrons. Localizam-se no começo da fila.

Outros exemplos:



O metal magnésio doa elétrons mais facilmente que o zinco. O Mg aparece primeiro que o Zn na fila de reatividade.

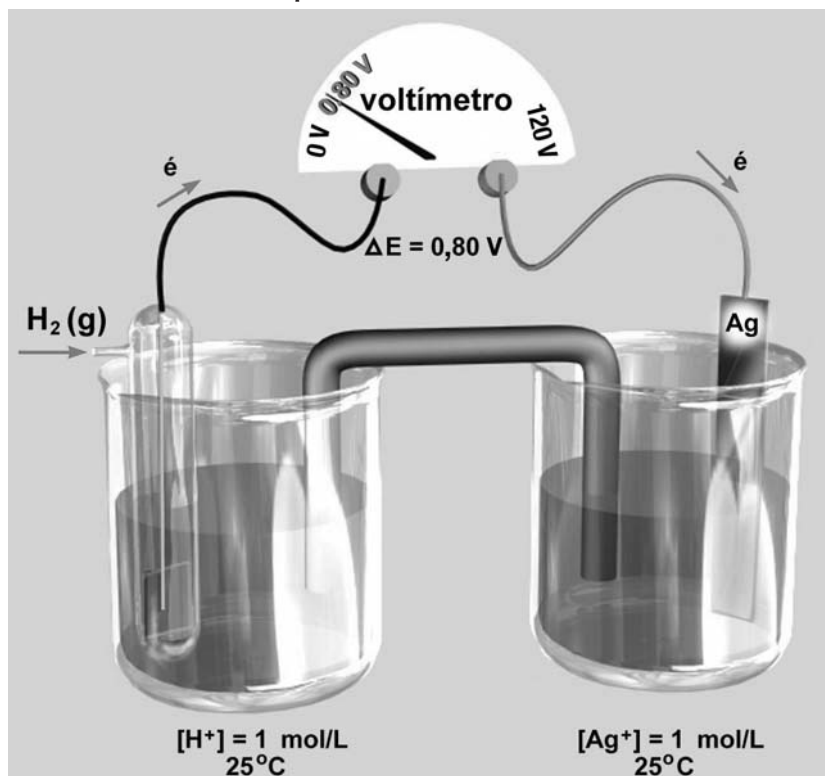


O metal zinco não doa elétrons ao magnésio, pois é menos reativo que esse.

Potencial de um eletrodo (E°)

É uma forma de se determinar quantitativamente a capacidade que um eletrodo apresenta de doar ou receber elétrons quando comparado a outro. Esse valor não é absoluto e, mesmo que cada eletrodo possua seu respectivo potencial, só conseguimos medir a diferença de potencial (ddp). Não é possível medir o potencial de cada eletrodo isoladamente, mas apenas comparando-o com o potencial de outro. Para isso, foi escolhido um eletrodo de referência, em função do qual foram medidos os potenciais dos demais. O potencial normal ou padrão de um eletrodo, E° , é obtido comparando-se com o E° do eletrodo de hidrogênio que, por convenção, tem potencial zero. Dessa forma, cada eletrodo possui um valor numérico correspondente ao seu potencial.

Um eletrodo será denominado eletrodo padrão quando estiver à temperatura de 25°C , à pressão de 1 atm e em soluções com concentração 1 mol/L. Por exemplo, para medir o potencial do eletrodo padrão de Zn, utiliza-se uma aparelhagem semelhante à do esquema ao lado.



O hidrogênio possui maior capacidade de sofrer redução, isto é, ganhar elétrons, que o Zn. Isso indica que as reações que ocorrem nessa pilha são:



O que lemos no voltímetro é a ddp ou ΔE° .



Portanto,

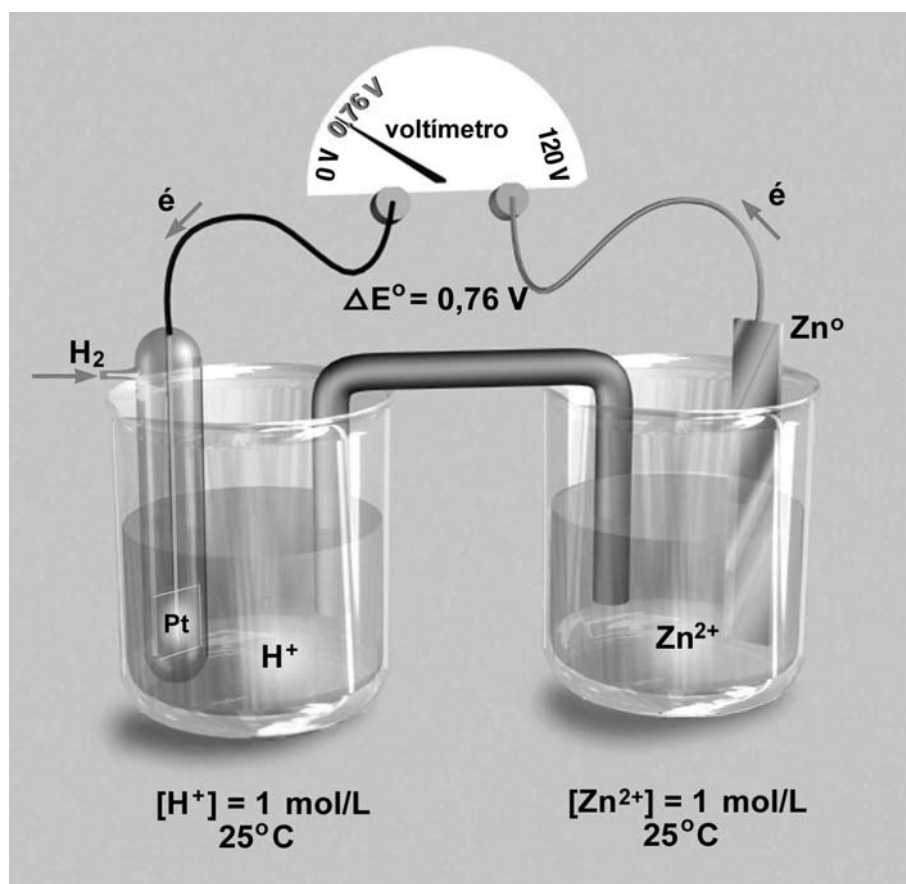
$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{red maior}} - E^\circ_{\text{red menor}}$$

$$E^\circ_{\text{red H}_2} > E^\circ_{\text{red Zn}}$$

$$0,76 = E^\circ_{\text{red H}_2} - E^\circ_{\text{red Zn}}$$

$$0,76 = 0 - E^\circ_{\text{red Zn}}$$

$$\Delta E^\circ_{\text{red Zn}} = -0,76\text{V}$$



Veja o exemplo da prata:

A determinação do potencial é feita, portanto, de maneira análoga à do zinco, porém é a prata que se reduz mais facilmente que o hidrogênio. As reações, nesse caso, são:



$$E_{\text{red. Ag}}^{\circ} > E_{\text{red. H}_2}^{\circ}$$

Como a ddp é 0,80V temos:

$$\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}}^{\circ} - E_{\text{red menor}}^{\circ}$$

$$0,80 = E_{\text{red Ag}}^{\circ} - E_{\text{red H}_2}^{\circ}$$

$$0,80 = E_{\text{red Ag}}^{\circ} - 0$$

Portanto, $\Delta E_{\text{red Ag}}^{\circ} = +0,80 \text{ V}$

Podemos concluir, portanto, que:

Eletrodo com E_{red}° MAIOR \rightarrow sofre REDUÇÃO

Eletrodo com E_{red}° MENOR \rightarrow sofre OXIDAÇÃO

Mantendo-se as mesmas condições de temperatura e pressão, podemos dizer que o potencial de um eletrodo depende de sua natureza, da natureza da solução onde ele se encontra e de sua concentração.

Tabela de potenciais normais de eletrodo ou série eletromotriz

Utilizando-se o eletrodo de hidrogênio como referência, obtêm-se os potenciais dos demais eletrodos. A tabela da página seguinte mostra os valores numéricos dos potenciais de redução e oxidação de algumas espécies químicas.

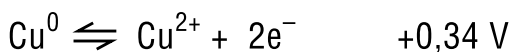
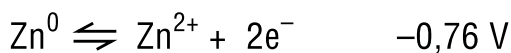
Por essa tabela é possível concluir que:

- Quanto maior o potencial normal de oxidação, maior é a tendência de ocorrer a oxidação, ou seja, a perda de elétrons.
- Eletrodos com potenciais de redução positivos sofrem redução mais facilmente que o eletrodo de hidrogênio.
- Eletrodos com potenciais de redução negativos sofrem redução com maior dificuldade que o eletrodo de hidrogênio.

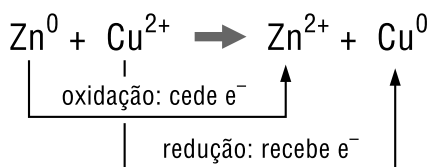
$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{red maior}} - E^{\circ}_{\text{red menor}}$$

(recebe e^{-}) (doa e^{-})

Exemplo: dados os potenciais de redução:



Calcular a voltagem da reação a seguir

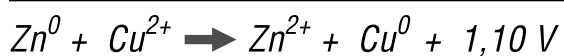
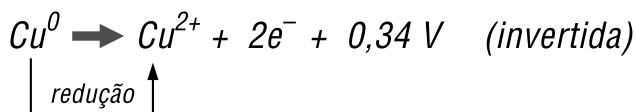
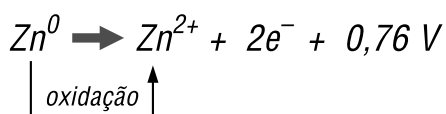


Resolução:

$$\begin{aligned} \Delta E^{\circ} &= E^{\circ}_{\text{red recebe } e^{-}} - E^{\circ}_{\text{red cede } e^{-}} \\ &= 0,34 - (-0,76) \\ &= 1,10 \text{ V} \end{aligned}$$

Resposta: 1,10 V.

Observação: Outro método consiste em somar as semi-reações. Quando a reação for espontânea, a semi-reação de menor potencial de redução deve ser invertida.



REDUÇÃO

ordem crescente de ação oxidante

$E^{\circ}_{\text{oxid.}}$	Oxidante + e^{-}	\rightleftharpoons	Redutor	$E^{\circ}_{\text{red.}}$
+3,04	$\text{Li}^{+} + e^{-}$	\rightleftharpoons	Li	-3,04
+2,92	$\text{K}^{+} + e^{-}$	\rightleftharpoons	K	-2,92
+2,90	$\text{Ba}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Ba	-2,90
+2,89	$\text{Sr}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Sr	-2,89
+2,87	$\text{Ca}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Ca	-2,87
+2,71	$\text{Na}^{+} + e^{-}$	\rightleftharpoons	Na	-2,71
+2,37	$\text{Mg}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Mg	-2,37
+1,66	$\text{Al}^{3+} + 3e^{-}$	\rightleftharpoons	Al	-1,66
+1,18	$\text{Mn}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Mn	-1,18
+0,93	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	$2(\text{OH})^{-} + \text{SO}_3$	-0,93
+0,83	$2\text{H}_2\text{O} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2 + 2(\text{OH})^{-}$	-0,83
+0,76	$\text{Zn}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Zn	-0,76
+0,74	$\text{Cr}^{3+} + 3e^{-}$	\rightleftharpoons	Cr	-0,74
+0,48	$\text{S} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	S^{2-}	-0,48
+0,44	$\text{Fe}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Fe	-0,44
+0,41	$\text{Cr}^{3+} + e^{-}$	\rightleftharpoons	Cr^{2+}	-0,41
+0,28	$\text{Co}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Co	-0,28
+0,23	$\text{Ni}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Ni	-0,23
+0,13	$\text{Pb}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Pb	-0,13
0,00	$2\text{H}^{+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	H_2	0,00
-0,12	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}^{+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,12
-0,14	$\text{S} + 2\text{H}^{+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	H_2S	+0,14
-0,15	$\text{Cu}^{2+} + e^{-}$	\rightleftharpoons	Cu^{+}	+0,15
-0,34	$\text{Cu}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Cu	+0,34
-0,36	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	+0,36
-0,40	$\text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	$2(\text{OH})^{-}$	+0,40
-0,52	$\text{Cu}^{+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Cu	+0,52
-0,54	$\text{I}_2 + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	2I^{-}	+0,54
-0,68	$\text{O}_2 + 2\text{H}^{+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	H_2O_2	+0,68
-0,77	$\text{Fe}^{3+} + e^{-}$	\rightleftharpoons	Fe^{2+}	+0,77
-0,79	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	2Hg	+0,79
-0,80	$\text{Ag}^{+} + e^{-}$	\rightleftharpoons	Ag	+0,80
-0,80	$2\text{NO}_3^{-} + 4\text{H}^{+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	$2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,80
-0,85	$\text{Hg}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Hg	+0,85
-0,92	$2\text{Hg}^{2+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	Hg_2	+0,92
-0,96	$\text{NO}_3^{-} + 4\text{H}^{+} + 3e^{-}$	\rightleftharpoons	$\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
-1,09	$\text{Br}_2 + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	2Br^{-}	+1,09
-1,23	$2\text{H}^{+} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	H_2O	+1,23
-1,23	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^{+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
-1,33	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^{+} + 6e^{-}$	\rightleftharpoons	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
-1,36	$\text{Cl}_2 + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	2Cl^{-}	+1,36
-1,39	$\text{CeO}_4^{-} + 8\text{H}^{+} + 8e^{-}$	\rightleftharpoons	$\text{Ce}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,39
-1,51	$\text{MnO}_4^{-} + 8\text{H}^{+} + 5e^{-}$	\rightleftharpoons	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
-1,69	$\text{MnO}_4^{-} + 4\text{H}^{+} + 3e^{-}$	\rightleftharpoons	$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69
-1,77	$\text{H}_2\text{O}_2^{2-} + 2\text{H}^{+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	$2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
-1,82	$\text{Co}^{3+} + e^{-}$	\rightleftharpoons	Co^{2+}	+1,82
-2,07	$\text{O}_3 + 2\text{H}^{+} + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2,07
-2,87	$\text{F}_2 + 2e^{-}$	\rightleftharpoons	2F^{-}	+2,87

ordem crescente de ação redutora

OXIDAÇÃO

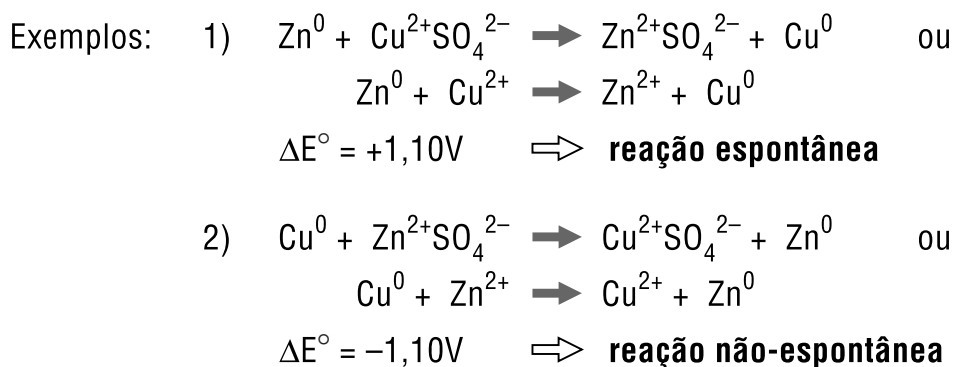
Potencial de oxidação-redução E° em volts, em solução aquosa 1 mol/L a 1 atm.

Reações espontâneas de uma pilha

As reações que se realizam em uma pilha são espontâneas, pois o processo ocorre por si próprio.

Em um processo espontâneo, o valor de ΔE° será sempre positivo. No caso oposto, ΔE° é negativo.

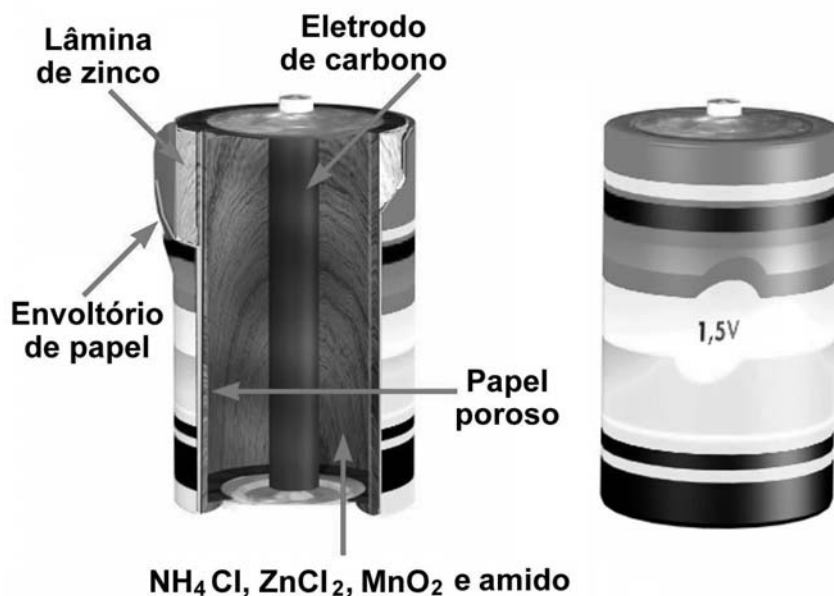
$\Delta E^\circ > 0$: reação espontânea
 $\Delta E^\circ < 0$: reação não-espontânea



Aplicações

Pilha seca ou pilha de Leclanché

As pilhas utilizadas em rádios e lanternas são exemplos de pilha seca. Em seu interior existe um material umedecido, e não uma solução líquida; daí o nome pilha seca. As pilhas comuns oferecem uma diferença de potencial de 1,5 volt.



As semi-reações que ocorrem são:

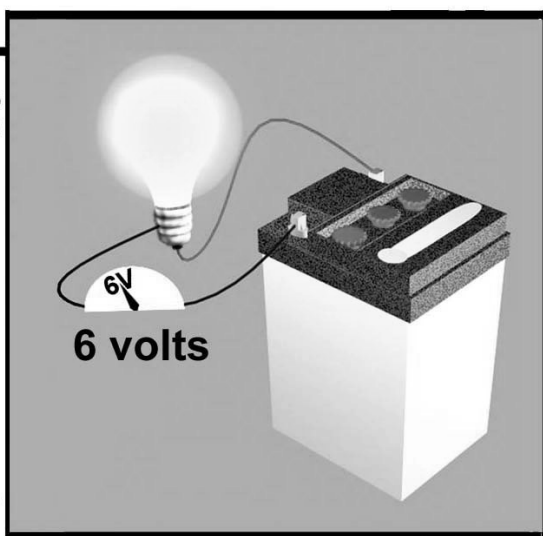
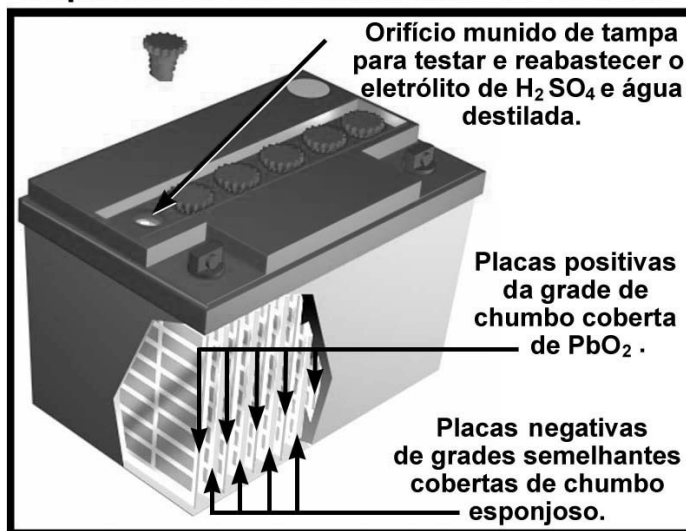
CÁTODO pólo +	$2\text{MnO}_2 + 2\text{NH}_4^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
ÂNODO pólo -	$\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

As pilhas comuns não podem ser recarregadas, no entanto, existem no mercado pilhas formadas de determinados materiais que podem receber elétrons de uma fonte externa e se regenerarem.

Acumulador ou bateria

O acumulador ou bateria mais comum possui um eletrodo de Pb e o outro de PbO, imersos em uma solução aquosa de ácido sulfúrico de densidade 1,2 g/mL. A bateria comum, utilizada em automóvel, é constituída por várias pilhas de Pb interligadas para fornecer a ddp necessária. Como se trata de uma série de pilhas, ela é chamada de bateria.

esquema de um acumulador de 12 volts



esquema de uma bateria para 6v

Um acumulador de 6 V possui três pilhas ligadas em série, enquanto um de 12 V possui 6 pilhas ligadas em série.

Quando a bateria está descarregando temos:

Pólo + Cátodo	$\text{PbO}_2 + 2\text{e}^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4$
Pólo - Ânodo	$\text{Pb}^0 \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$ $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4$

A bateria pode ser recarregada utilizando-se um gerador externo e as semi-reações então, ocorrem no sentido inverso.

Eletrólise

Na eletrólise, a reação redox não é espontânea. Podemos dizer que ela é oposta à da pilha, pois necessita e não fornece energia elétrica. Por esse método é possível a obtenção de substâncias simples a partir de substâncias compostas.

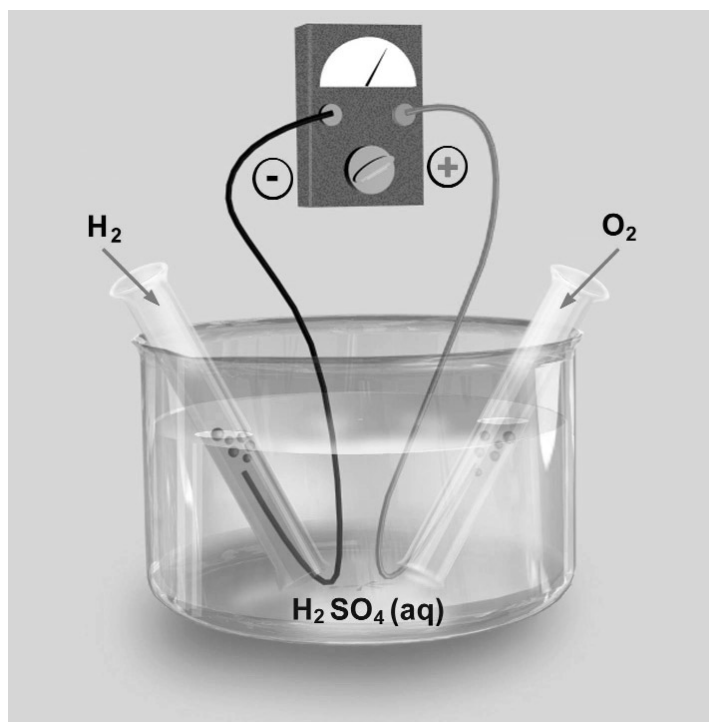
Eletrólise de soluções aquosas

São as reações realizadas com uma substância dissolvida em água. Os íons do soluto e da água competem entre si para doar ou receber elétrons.

A água sofre, em pequena extensão, um processo de auto-ionização. Os íons do soluto competem com os íons H^+ e OH^- provenientes da água.

As quantidades de H^+ e OH^- presentes no equilíbrio são muito pequenas, mas a disponibilidade é muito grande. Somente quando terminar toda água, os íons H^+ e OH^- se esgotarão.

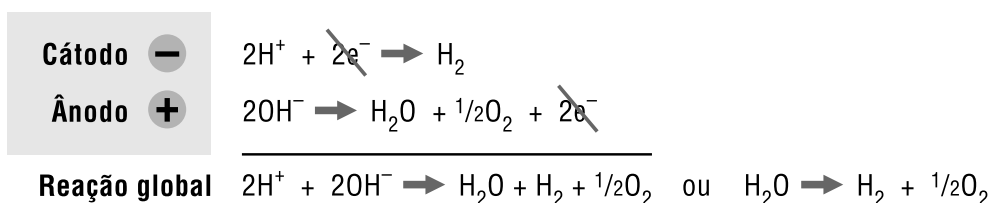
Como exemplo, vejamos o que ocorre na eletrólise de uma solução diluída de ácido sulfúrico (H_2SO_4). Ela pode ser realizada em uma cuba onde os eletrodos não são separados por membranas ou pontes salinas que contenham a substância a ser eletrolisada. Utilizamos dois fios ligados aos pólos de um gerador. As outras extremidades são desencapadas e inseridas em provetas. Veja o esquema:



Nessa eletrólise, ocorre a decomposição da água nos gases hidrogênio e oxigênio, enquanto a quantidade de H_2SO_4 permanece inalterada. Sua função é a de ser um eletrólito para que a corrente elétrica possa fluir mais facilmente através da solução. Os gases liberados são recolhidos nas provetas e, observando-se os volumes após algum tempo, verifica-se que o vo-

lume de H_2 é o dobro do de O_2 .

As reações do cátodo, pólo negativo da eletrólise, e do ânodo, pólo positivo, são:



Os coeficientes da equação global demonstram porque o volume de H_2 é o dobro do volume de O_2 .

Uma solução diluída de H_2SO_4 contém os íons H^+ e OH^- provenientes da H_2O e os íons H^+ e SO_4^{2-} provenientes do H_2SO_4 . Pelas reações anteriores, percebe-se que apenas os íons H^+ e OH^- reagem.

Facilidade ou prioridade de descarga

É possível prever quais substâncias serão formadas no cátodo e no ânodo de uma eletrólise conhecendo-se a chamada prioridade de descarga. Ela é consequência dos potenciais dos eletrodos como já foi visto nas pilhas.

FACILIDADE DE DESCARGA

No cátodo (pólo $-$)

Cátions alcalinos, alcalino-terrosos e alumínio

Exemplos: K^+ , Ca^{2+} , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+}

H^+

Demais cátions

Exemplos: Zn^{2+} , Fe^{2+} , Cr^{3+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+

Mais difícil

Íons da água

Mais fácil

No ânodo (pólo $+$)

Ânions oxigenados e fluoreto

Exemplos: F^- , SO_4^{2-} , NO_3^-

OH^-

Ânions não-oxigenados

Exemplos: Cl^- , Br^- , I^-

Esses íons nunca sofrerão descarga em uma eletrólise aquosa, pois apresentam menor tendência para reagir que os íons provenientes da água.

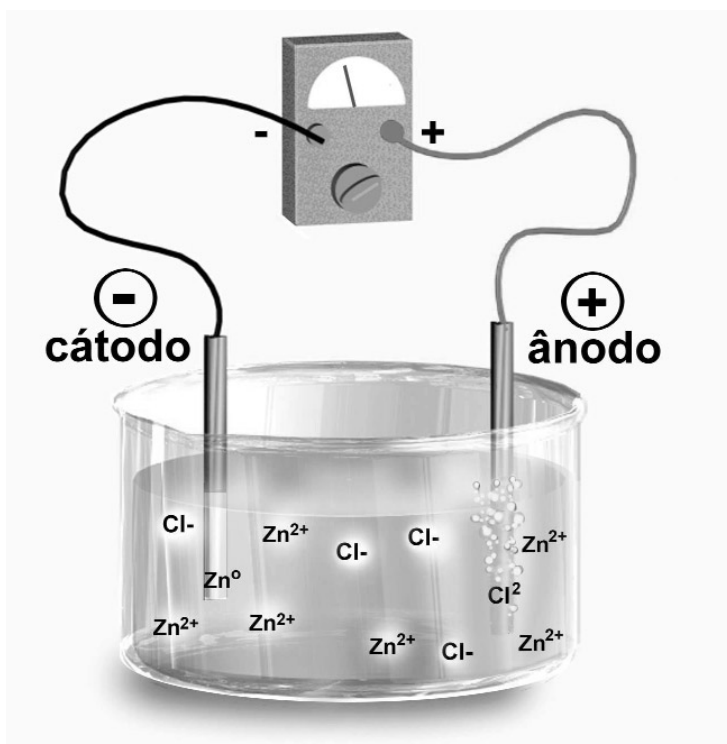
Repare que o íon OH^- é prioritário em relação ao SO_4^{2-} , o que é explicado porque aquele reage primeiro que este, estando ambos presentes em uma solução.

Veja o que ocorreria se tivéssemos uma solução diluída de $ZnCl_2$.

Nesse caso, os íons disponíveis seriam:

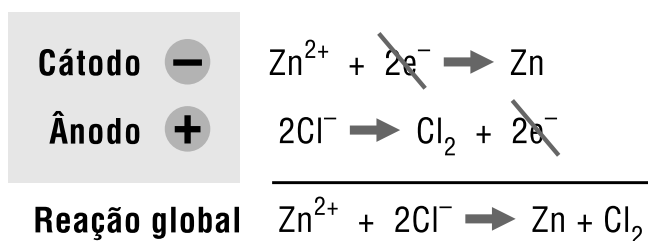
H^+ e OH^- da água;
 Zn^{2+} e Cl^- , do $ZnCl_2$.

Consultando a fila de prioridade teríamos:
 $Zn^{2+} > H^+$ e $Cl^- > OH^-$.



Repare que os íons positivos aproximam-se do cátodo, enquanto os negativos se aproximam do ânodo.

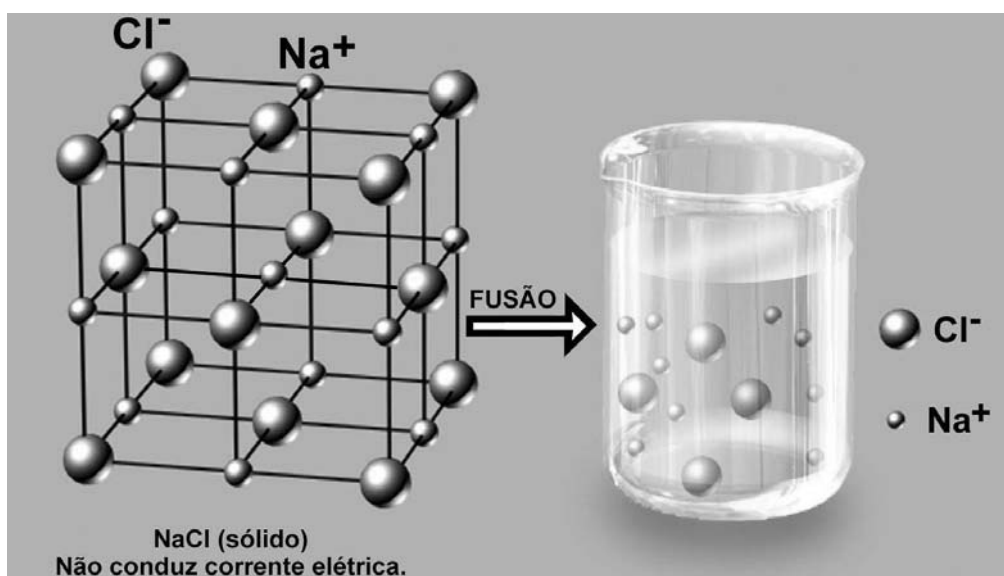
As reações, portanto, são:



Os produtos dessa eletrólise são Cl_2 gasoso e Zn metálico. O gás se desprende no pólo positivo (ânodo) enquanto o metal se deposita no pólo negativo (cátodo).

Eletrólise ígnea

Nos casos mencionados anteriormente, temos soluções aquosas, isto é, os íons da água competem com os íons da solução a ser eletrolisada. Mas, para algumas substâncias cujos íons possuem menor prioridade que os da água, é possível realizar a eletrólise do material fundido. Veja o que ocorreria com o NaCl fundido.

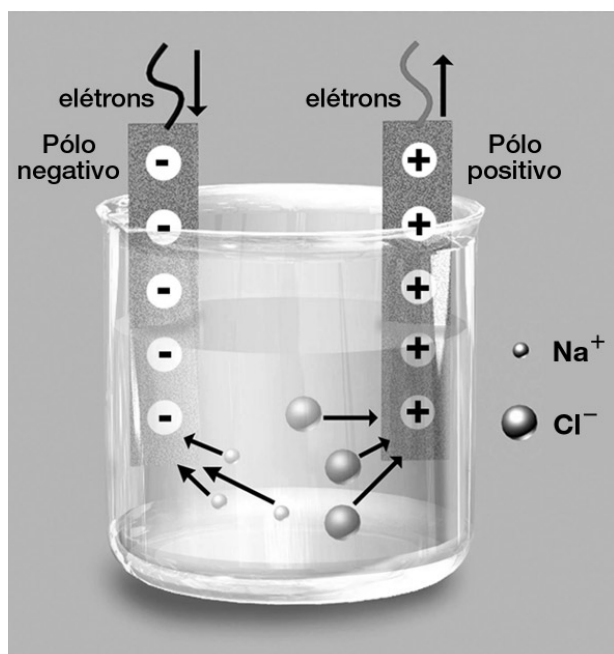


Como não há competição entre os íons, as substâncias simples formadas serão Cl_2 gasoso no ânodo e Na metálico no cátodo.

Eletrólise com eletrodos não-inertes

Nos exemplos anteriores, não levamos em consideração o material constituinte do eletrodo e o consideramos inerte, isto é, como se ele não interferisse na eletrólise. Normalmente, quando desejamos um eletrodo inerte, usamos platina ou grafite. No entanto, quando o eletrodo é não-inerte, ele pode participar da eletrólise. Se o material com o qual ele foi confeccionado tiver prioridade de descarga em relação aos íons da substância a ser eletrólise, é ele que reagirá. Normalmente, esse fato é utilizado para purificar metais. Veja o que ocorre em uma eletrólise de CuSO_4 aquoso utilizando eletrodos de cobre metálico.

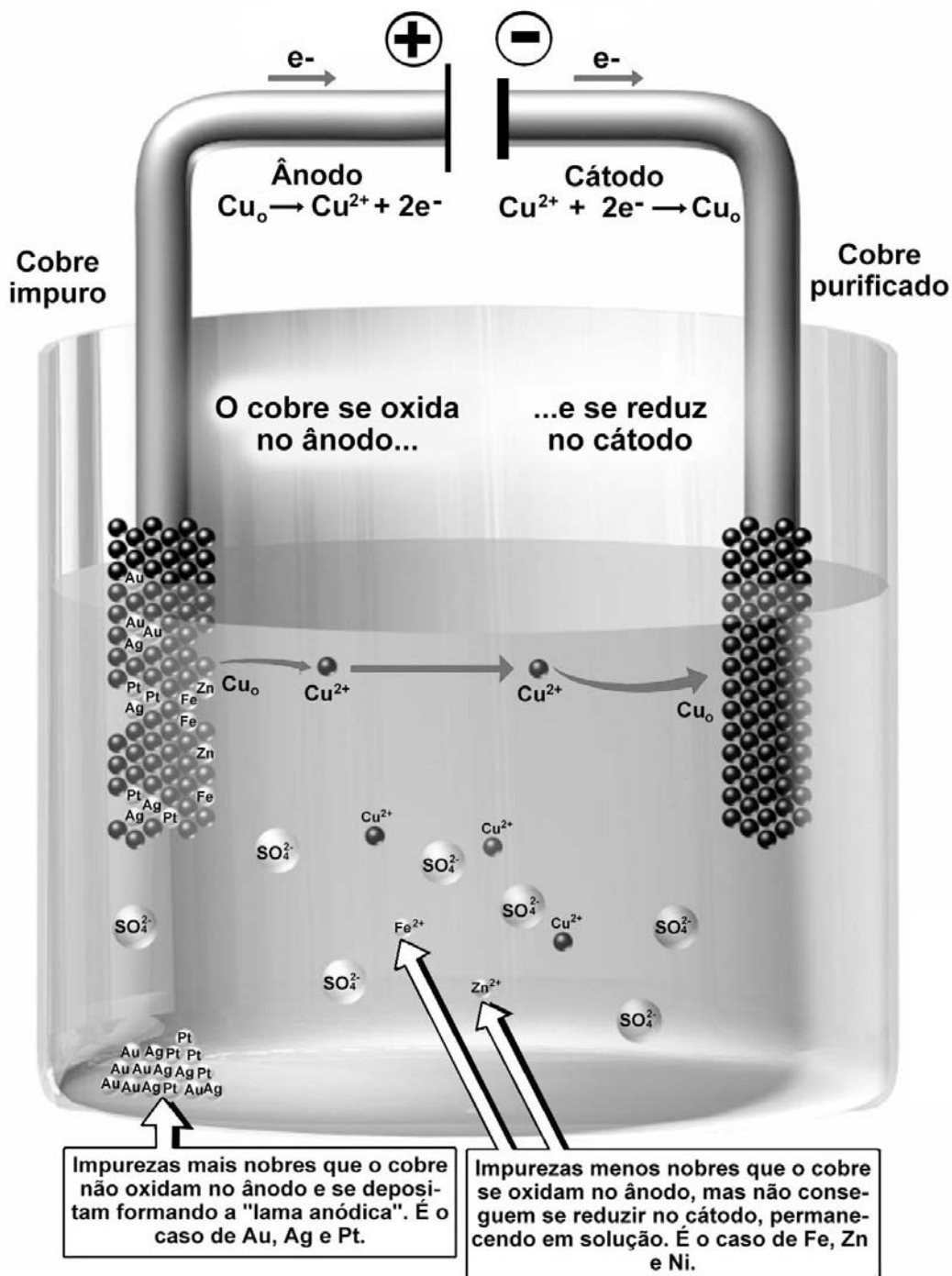
Os íons disponíveis são H^+ , OH^- , Cu^{2+} e SO_4^{2-} . Consultando a fila de prioridade de descarga encontramos:



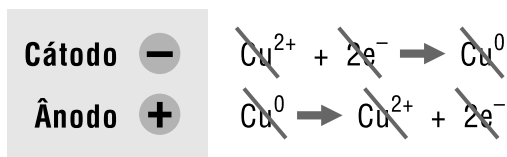
Dentro do líquido obtido pela fusão, colocam-se os eletrodos ligados a um gerador.

Se os eletrodos fossem inertes, as reações seriam:

No entanto, como os eletrodos também são de cobre, um deles se desgastará enquanto o outro terá sua massa aumentada. Se o cobre metálico que constitui o eletrodo que se desgasta contiver impurezas, elas passarão para a solução, enquanto o cobre metálico puro se depositará no outro eletrodo. Veja:



Na verdade, as reações que efetivamente ocorrem são:

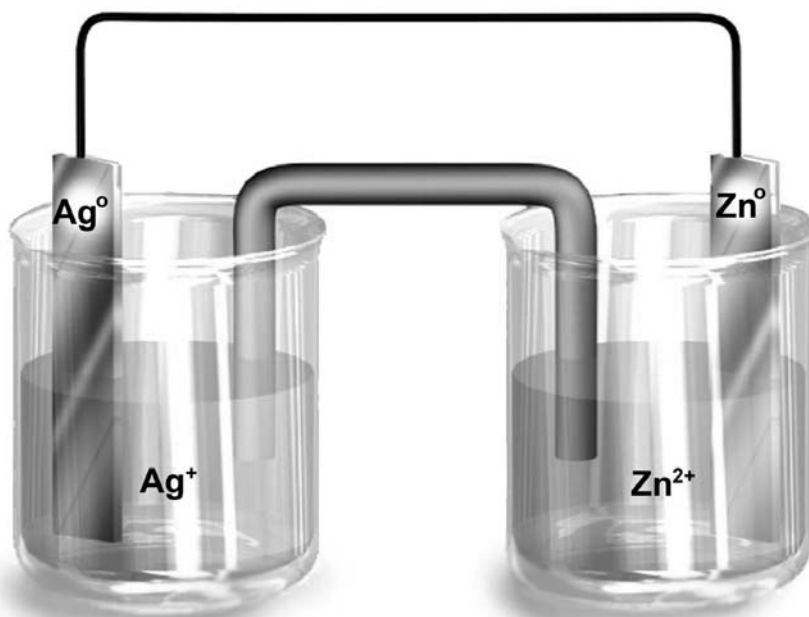


Não há reação global pois, à medida que os íons Cu^{2+} são liberados pelo ânodo, eles são imediatamente consumidos pelo cátodo. Se houverem impurezas, elas permanecerão em solução.

EXERCÍCIOS

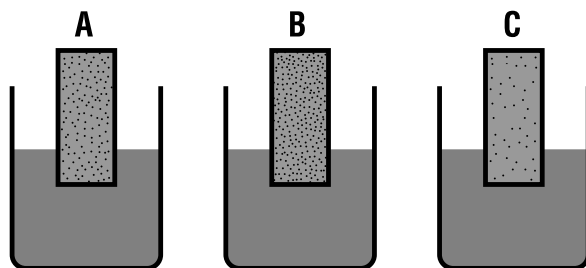
1. Na cela eletroquímica da página 260, cite o nome de cada um dos componentes que formam a aparelhagem.
2. Explique por quê, na pilha de Daniell, a barra de Zn é consumida enquanto a de Cu aumenta.
3. O que é uma pilha?

Utilize o seguinte esquema para resolver as questões de 4 a 7.



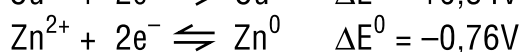
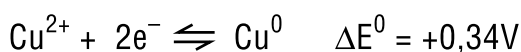
4. Dos metais envolvidos na experiência da figura, qual cede elétrons mais facilmente?
5. Qual metal possui menor poder de oxidação, isto é, é menos reativo?
6. Quais íons são formados pelo metal mais reativo?
7. Escreva as equações de oxidação e redução.
8. Pode-se agitar uma solução de $\text{Cu}^{2+}\text{SO}_4^{2-}$ com uma colher de:
 - a) Na
 - b) Mg
 - c) Al
 - d) Ag
 - e) Zn
9. Consultando a tabela dos E° , escolha o material de que deve ser feito o recipiente mais adequado para armazenar uma solução de cloreto de níquel:
 - a) zinco somente
 - b) zinco ou ferro
 - c) cobre somente.
 - d) cobre ou prata.

10. Observe o esquema abaixo, onde os pontinhos representam elétrons nas placas dos metais A, B, C. Os metais estão imersos numa solução iônica.



- Qual dos metais tem maior tendência a doar elétrons?
- Coloque A, B, C em ordem decrescente de tendência de dar elétrons

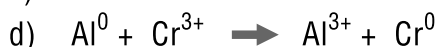
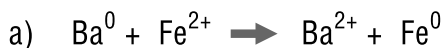
11. Dados:



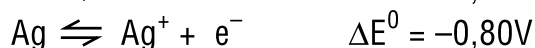
Forneça:

- um esquema da pilha constituída por esses dois eletrodos;
- as semi-reações de cada eletrodo;
- a diferença de potencial da pilha.

12. Verifique se os processos abaixo são ou não espontâneos (consulte a tabela de potenciais):



13. Dados: $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \quad \Delta E^0 = +0,76\text{V}$

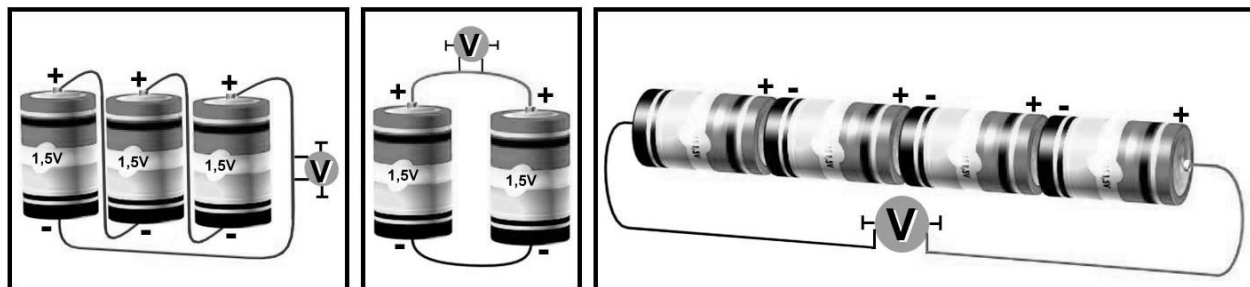


Qual é o ΔE^0 da reação, onde Ag^+ é reduzida a Ag^0 ?

14. Uma pilha seca de Leclanché não é recarregável porque:

- Não é possível achar uma voltagem adequada;
- O invólucro de zinco não pode ser reconstituído;
- Uma das reações que se verifica na pilha seca é irreversível;
- A migração dos íons através da pasta úmida é muito lenta;
- O eletrodo de carvão oferece demasiada resistência à passagem de corrente.

15. Sabendo-se que a ligação em série produz uma voltagem aditiva, e dadas as montagens:



Obteremos respectivamente as seguintes voltagens, tratando-se de pilhas de 1,5 V:

- a) 3 V; 2 V; 4 V
 - b) 4,5 V; 3 V; 6 V
 - c) n.d.a
- 16.** A eletrólise aquosa e diluída de brometo de potássio, feita em aparelho com eletrodos separados por diafragma poroso, produz:
- a) hidrogênio e oxigênio.
 - b) bromo e potássio.
 - c) ácido bromídrico e hidróxido de potássio.
 - d) ácido bromídrico, potássio e oxigênio.
 - e) hidrogênio e bromo.
- 17.** A eletrólise é um fenômeno que envolve:
- a) a decomposição de uma substância pela corrente elétrica.
 - b) a dissociação de uma substância pela corrente elétrica.
 - c) a ionização de uma substância pela corrente elétrica.
 - d) a produção de corrente elétrica a partir de uma reação química de oxi-redução.
 - e) a produção de corrente elétrica pela decomposição de uma substância.
- 18.** Escreva as equações químicas representativas da eletrólise de:
- a) Cloreto de sódio em solução aquosa.
 - b) Cloreto de sódio fundido.

19. “Piscina sem química” é um anúncio envolvendo tratamento de água. Sabe-se, no entanto, que o tratamento consiste na adição de cloreto de sódio na água e na passagem da água por um recipiente dotado de eletrodos de cobre e de platina, ligados a uma bateria de chumbo de automóvel.

a) Com base nessas informações, discutir se a mensagem do anúncio é correta.

b) Considerando os eletrodos inertes, escrever as equações das reações envolvidas que justificam a resposta anterior.

20. (UFGO) Por meio da eletrólise da água do mar é possível obter três substâncias comercialmente importantes: o hidróxido de sódio (NaOH) e os gases hidrogênio (H₂) e cloro (Cl₂).

Utilizando os seguintes materiais:

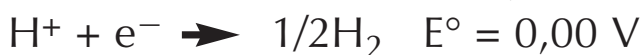
- 1 cuba de vidro;
- 2 eletrodos de platina;
- 1 fio de cobre;
- 1 bateria ;
- 1 solução aquosa de sal de cozinha.

a) Faça um esquema do arranjo experimental que represente a eletrólise da solução aquosa do sal de cozinha;

b) Indique qual o gás produzido em cada eletrodo;

c) Escreva a equação que representa a reação de eletrólise da solução salina.

21. (UFPA) Dados os potenciais padrão de oxidação:



Pode-se afirmar que a pilha de maior potencial é aquela estabelecida entre

a) Zn e H₂

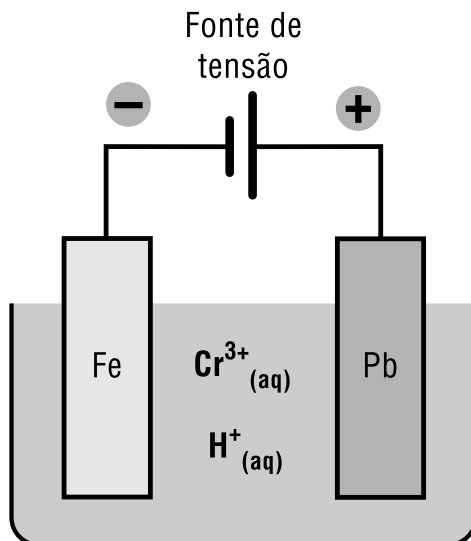
b) Fe e H₂

c) Cu e H₂

d) Zn e Fe

e) Zn e Cu

- 22.** (UFRGS-RS) A eletrodeposição pode ser utilizada para melhorar o aspecto e as propriedades de uma superfície metálica. A cromeação, técnica utilizada pela indústria de peças para automóveis, é realizada conforme o esquema ao lado.

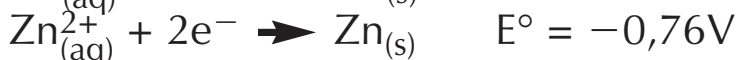


Sobre esse processo pode-se afirmar que:

- a) O sentido da corrente de elétrons no circuito externo é do eletrodo de ferro para o de chumbo.
 - b) A redução do crômio ocorre no eletrodo negativo.
 - c) Há liberação do hidrogênio no ânodo.
 - d) Há produção de íons Fe^{2+} .
 - e) Ocorre eletrodeposição do crômio sobre o chumbo.
- 23.** (UnB-DF) As baterias recarregáveis de níquel-cádmio são amplamente utilizadas em telefones celulares, telefones sem fio, satélites espaciais, entre outros. A geração de eletricidade nessas baterias se baseia nas seguintes semi-reações:



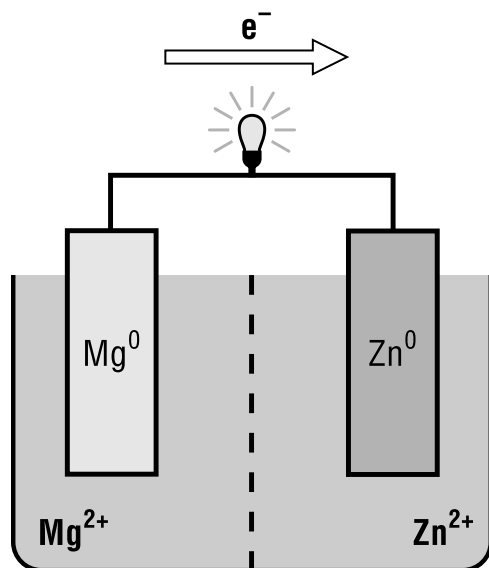
- a) Identifique qual semi-reação se passa no ânodo e qual se passa no cátodo.
 - b) Identifique a espécie que sofre oxidação.
- 24.** (UFV-MG) Na pilha de Daniell, barras de cobre e zinco se encontram mergulhadas em soluções aquosas de sulfato de cobre (II) e sulfato de zinco, respectivamente. As duas soluções estão separadas por uma parede porosa. Sabendo que os potenciais-padrão de redução são:



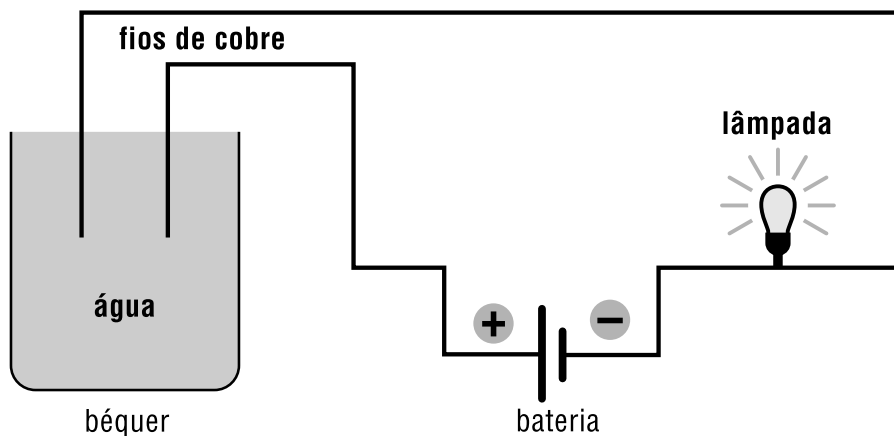
Calcule a diferença de potencial da pilha.

25. (UFPI) Dado o esquema ao lado relativo a uma pilha de Mg e Zn: Sabendo-se que os elétrons fluem do eletrodo de magnésio para o eletrodo de zinco, podemos afirmar que:

- a) A reação não é espontânea.
- b) O eletrodo de magnésio é o pólo positivo.
- c) O eletrodo de zinco é o cátodo.
- d) O eletrodo de zinco sofre corrosão.
- e) A concentração de Mg^{2+} diminui.



26. (Cesgranrio-RJ) As pilhas galvânicas resultam de reações de oxirredução produzindo corrente elétrica, conforme o esquema a seguir:



Os potenciais-padrão dos metais indicados são:



Tendo em vista essas informações, o potencial (ddp) dessa pilha, quando a concentração da solução de íons plumbosos for 10^{-4} mol/L e a concentração de íons cúpricos for 10^{-6} mol/L será de, aproximadamente:

- a) 0,41 V
- b) 0,45 V
- c) 0,47 V
- d) 0,51 V
- e) 0,53 V

Fundamentos da Química Orgânica

“Química orgânica é o ramo da química que estuda os compostos de carbono.” Mas por que ela se chama orgânica? Para responder a essa questão precisamos voltar no tempo cerca de três bilhões de anos, quando a vida surgiu no planeta Terra. Naquela época, provavelmente, as condições de temperatura e pressão e a abundância de energia solar forneceram meios para que alguns poucos elementos presentes na atmosfera terrestre formassem as primeiras substâncias precursoras dos aminoácidos. Esses elementos eram carbono, oxigênio, nitrogênio e hidrogênio, que constituem cerca de 98% de todo o tecido vivo ou seja, da matéria orgânica.

Em 1923, o químico russo Oparin, sugeriu que a atmosfera da Terra no momento do surgimento da vida, seria constituída de vapor d’água, CO_2 , NH_3 e CH_4 . À medida que o Sol iluminava a Terra, formavam-se as tempestades e os raios, permitindo que essas moléculas reagissem entre si. Com isso, moléculas mais complexas começaram a se formar. Essa hipótese foi confirmada mais tarde por Stanley Miller em um experimento que simulou a atmosfera terrestre daquele tempo, demonstrando que as moléculas realmente se tornavam mais complexas. O que se verifica atualmente é que toda matéria orgânica contém o elemento carbono.

Os compostos orgânicos têm grande importância na fabricação de remédios, combustíveis, alimentos, vestimentas, materiais de construção, entre outros, o que demonstra que ela está profundamente relacionada com nosso cotidiano.

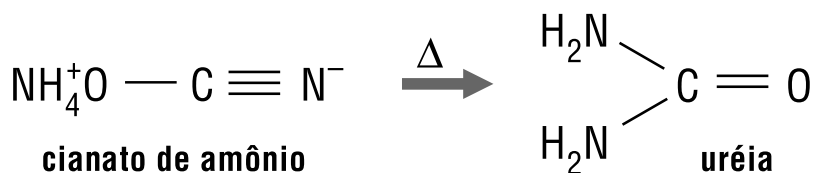
Breve histórico

Há muito os egípcios e os fenícios já utilizavam compostos orgânicos como os pigmentos índigo, alizarina e púrpura de Tiro extraídos de vegetais e animais. Eles também já conheciam a fermentação do suco da uva para a fabricação do vinho e as reações de saponificação de gorduras.

O estudo da química orgânica, como a conhecemos hoje, teve início no final do século XVIII, quando o químico alemão Scheele isolou alguns compostos orgânicos de suas fontes naturais. Em 1784, Lavoisier formulou um método para descobrir a composição porcentual de compostos orgânicos, comprovando que a maioria é constituída por combinações de C, N, O e H.

Em 1807, Berzelius (1779-1848) foi o primeiro a usar o termo química orgânica para se referir aos compostos extraídos da matéria viva e, juntamente com outros químicos de sua época, acreditava que tais compostos eram constituídos por uma “força vital” que impedia que fossem sintetizados fora de um organismo vivo a partir da matéria inorgânica.

Em 1828, essa teoria sofreu um duro golpe quando o químico Wöhler (1800-1882) conseguiu sintetizar a uréia, um composto de origem orgânica, a partir do cianato de amônio, um composto inorgânico, sem a interferência de um organismo.



Estudos posteriores, demonstraram que o elemento básico de todos os compostos orgânicos é o carbono. Assim, atualmente, consideram-se substâncias orgânicas todas as que possuam áto-

mos de carbono em sua composição, mesmo as que não são extraídas de organismos vivos.

Por que o carbono é tão apropriado à formação de compostos orgânicos? A resposta está em sua estrutura, pois ela permite a formação de uma grande variedade de compostos, muito maior que qualquer outro elemento.

O que explica o papel fundamental do carbono na formação e evolução da vida é sua capacidade de compartilhar elétrons com outros átomos, inclusive com outros átomos de carbono. Essas ligações carbono-carbono permitem a formação de compostos com extensas cadeias lineares, ramificadas e cíclicas com a participação ou não de oxigênio e nitrogênio, dentre outros elementos.

Assim como o carbono, o silício também possui quatro elétrons na camada de valência, podendo compartilhá-los e formando compostos relativamente estáveis. No entanto, a ligação silício-silício é facilmente rompida na presença de oxigênio, formando o dióxido de silício, SiO_2 , substância que forma as areias e o quartzo. Portanto, apenas o carbono possui a capacidade de formar extensas cadeias, fundamentais na formação das moléculas presentes nos seres vivos como o DNA.

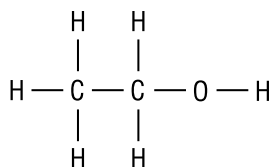
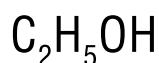
Teoria estrutural de Kekulé

Na química inorgânica, uma vez conhecida a composição da substância, sua estrutura também pode ser inferida com bastante precisão. Na orgânica, a descoberta da estrutura é geralmente um processo difícil e requer a aplicação de técnicas sofisticadas. Por exemplo, há duas estruturas possíveis para um composto de fórmula molecular C_4H_{10} e catorze estruturas para o composto de fórmula $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$. Cada uma delas representa um composto diferente pois possui propriedades físicas diferentes das demais.

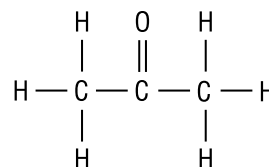
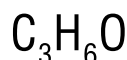
A compreensão desse fenômeno foi proposta por Kekulé e Couper em 1858. Segundo essa teoria, nos compostos orgânicos, o carbono possui sempre a valência quatro, indicando que pode haver quatro compartilhamentos do carbono com até quatro outros átomos. Já o oxigênio possui valência dois; o nitrogênio, três; e o hidrogênio, um.

Utilizando essas valências, podemos escrever as fórmulas estruturais planas dos seguintes compostos:

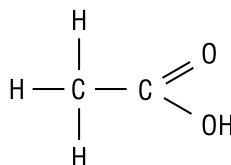
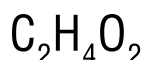
etanol



acetona



ácido acético

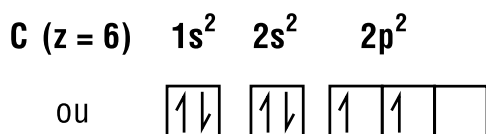


O aperfeiçoamento dessa teoria conduziu à formulação da ligação covalente como a conhecemos hoje.

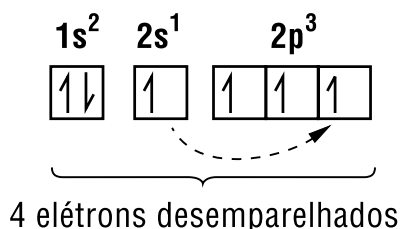
Ligação covalente do carbono

Na ligação covalente há compartilhamento de elétrons da camada de valência entre diferentes átomos. Vejamos como o carbono é capaz de realizar a ligação covalente.

O carbono possui, teoricamente, a seguinte distribuição eletrônica em subníveis no estado fundamental:



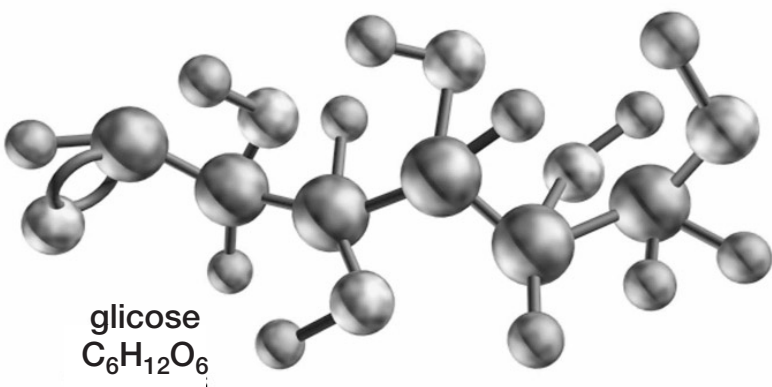
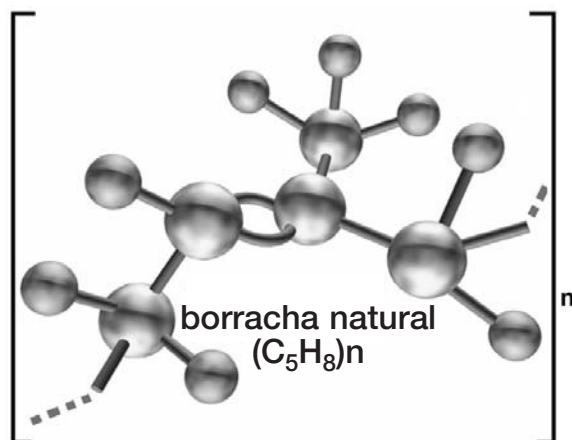
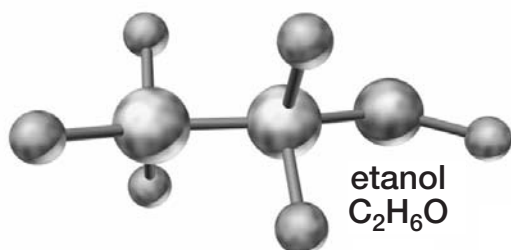
Se o carbono tivesse de fato essa configuração eletrônica, somente dois elétrons poderiam ser compartilhados, pois haveria apenas dois elétrons desemparelhados disponíveis. No entanto o carbono faz quatro compartilhamentos, pois um dos dois elétrons do subnível 2s é “promovido” para o subnível 2p da seguinte forma:

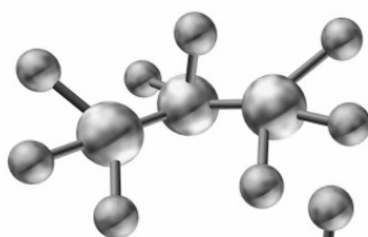
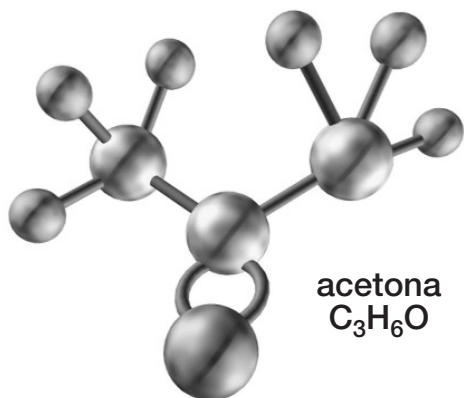
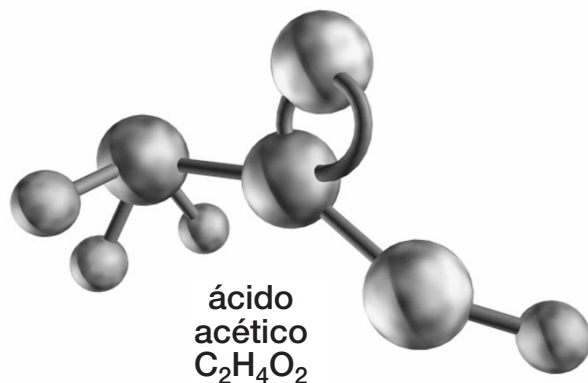


Assim, os quatro elétrons da camada de valência se encontram disponíveis para formar quatro compartilhamentos com outros átomos.

Formação de cadeias carbônicas

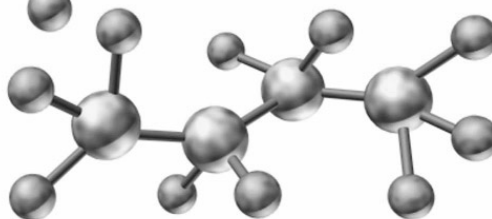
O carbono pode formar ligações entre si e, dessa forma, produzir compostos de estrutura molecular longa. A seguir, apresentamos alguns compostos de carbono amplamente utilizados como exemplos de estruturas:





propano
 C_3H_8

butano
 C_4H_{10}



Diferenciação entre os compostos orgânicos e inorgânicos

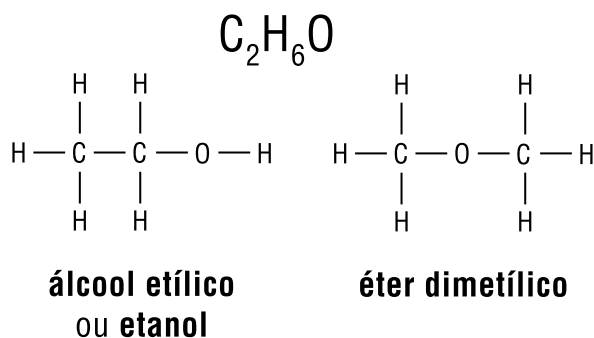
Formação de cadeias

Por ser tetravalente, o carbono pode ligar-se também a outros carbonos, formando extensas cadeias que podem chegar a ter milhares de átomos. Outros átomos, como o silício, por exemplo, também são tetravalentes, mas não apresentam a capacidade de formar cadeias tão longas.

Número de compostos possíveis

Devido à possibilidade de formar cadeias, o número de compostos de carbono é imensamente maior que os que não o contém. Considera-se que mais de 90% dos tipos de substância que formam o universo sejam orgânicas.

Considere ainda que uma mesma fórmula molecular pode representar compostos de propriedades completamente diferentes, como, por exemplo:



O fenômeno observado na figura chama-se isomeria. Ela é bastante comum nos compostos orgânicos. Uma mesma fórmula molecular pode representar estruturas diferentes que correspondem a diferentes compostos.

Natureza de seus constituintes

Enquanto os compostos inorgânicos são formados por quaisquer elementos, naturais ou artificiais, os orgânicos são geralmente formados por apenas C, H, O e N. Alguns poucos compostos orgânicos apresentam outros elementos em sua composição. Apesar disso, o número de compostos orgânicos é muito maior que o de inorgânicos.

Solubilidade

Os compostos orgânicos são, em geral, solúveis em solventes orgânicos como gasolina, querosene, éter, mas não o são na água. Já os compostos inorgânicos são dissolvidos mais facilmente pela água. Existem alguns compostos orgânicos como os ácidos e álcoois, que se dissolvem em água porque parte de suas moléculas é polar como ela.

Estabilidade térmica

Os compostos orgânicos são quase sempre menos estáveis que os inorgânicos e se decompõem, quando aquecidos. Isso se deve ao fato de que os primeiros são, geralmente, moleculares enquanto os inorgânicos são iônicos.

Estados de agregação

Os compostos orgânicos apresentam-se distribuídos pelos três estados da matéria e, quando sólidos, apresentam baixo ponto de fusão e ebulição.

Os compostos inorgânicos apresentam-se, geralmente, em estado sólido e com altos pontos de ebulição e fusão, ainda que existam alguns representantes no estado líquido e gasoso.

Fórmulas

As fórmulas dos compostos orgânicos podem ser expressas de quatro formas diferentes:

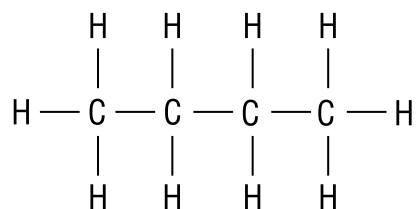
Fórmula bruta ou molecular

É a que se limita a informar quantos e quais são os átomos que compõem um composto orgânico.



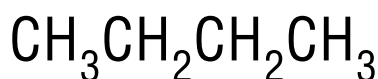
Fórmula estrutural plana

Apresenta uma noção de como os átomos estão ligados entre si, ou seja, fornece a idéia de como seria a estrutura tridimensional da molécula.



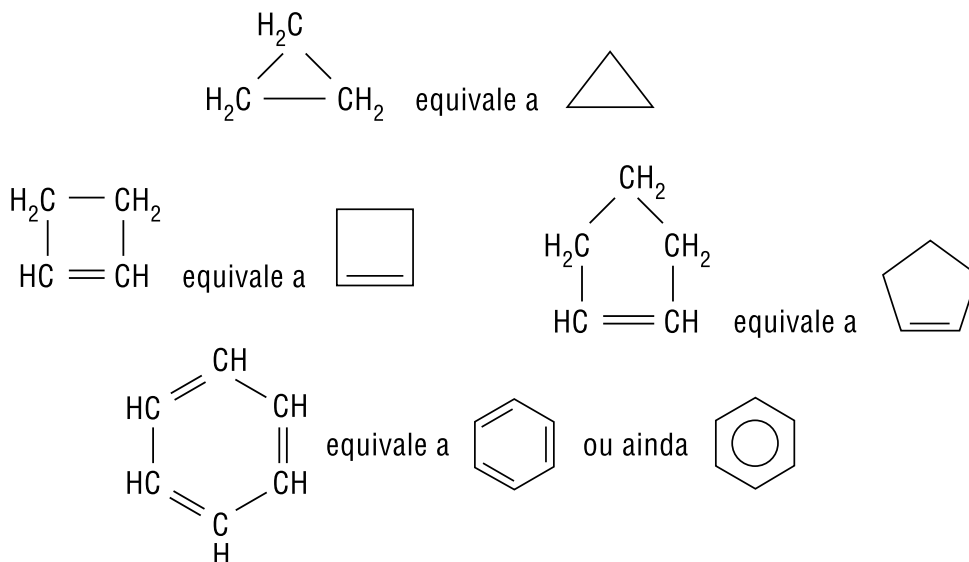
Fórmula estrutural plana simplificada

É idêntica à fórmula estrutural plana, porém, por questão de simplicidade, omite as ligações simples formadas entre os átomos de carbono e hidrogênio. É bastante utilizada, pois é mais fácil de ser escrita.



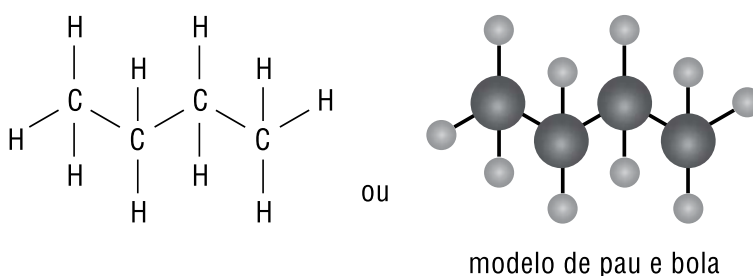
Representação simplificada de compostos cíclicos

Os ciclos são comumente representados por formas geométricas. Exemplos:



Fórmula estrutural espacial

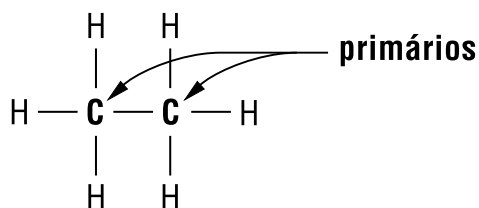
É uma representação da molécula real com seus átomos distribuídos pelo espaço.



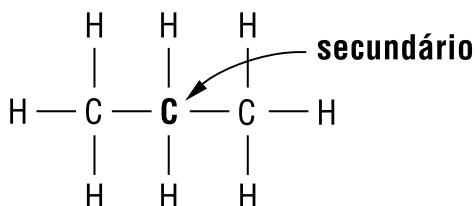
Classificação do carbono em uma cadeia

Pode-se classificar um carbono contido em uma cadeia pelo número de átomos de carbono ligado a ele. A classificação não leva em consideração outros elementos que também possam estar ligados ao carbono. Assim, um átomo de carbono pode ser considerado:

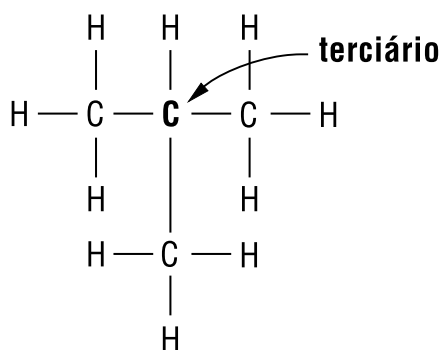
Primário: quando há apenas um outro átomo de carbono ligado a ele.



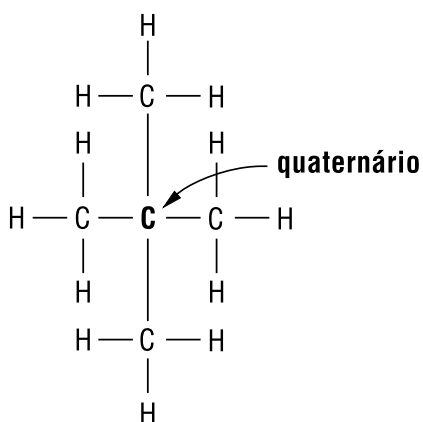
Secundário: quando há dois outros carbonos ligados a ele.



Terciário: quando há três outros carbonos ligados a ele.



Quaternário: quando há quatro átomos de carbono ligados a ele.

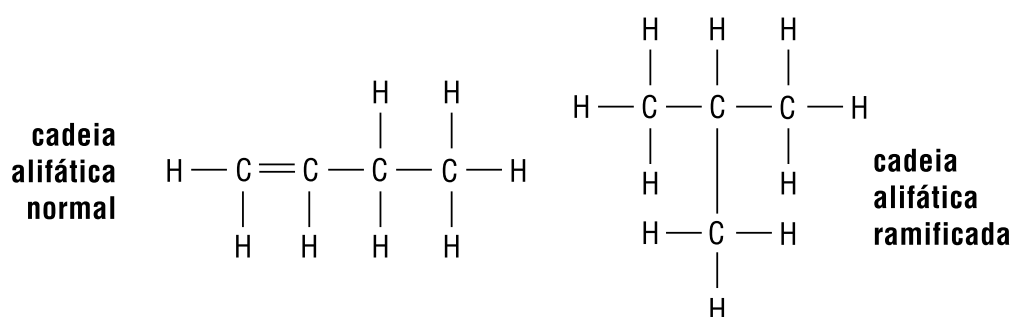


Uma seqüência de átomos de carbono interligados é chamada de cadeia. Em alguns casos, átomos de outros elementos podem estar intercalados aos átomos de carbono. Nesses casos, considera-se que eles também façam parte da cadeia.

Podemos classificar as cadeias de várias formas:

Cadeias alifáticas, acíclicas ou abertas

Não formam anéis ou ciclos. Podem apresentar desde um até milhares de átomos de carbono em uma mesma cadeia. Os átomos poderão ainda formar cadeias não necessariamente retas, podendo apresentar ramificações.

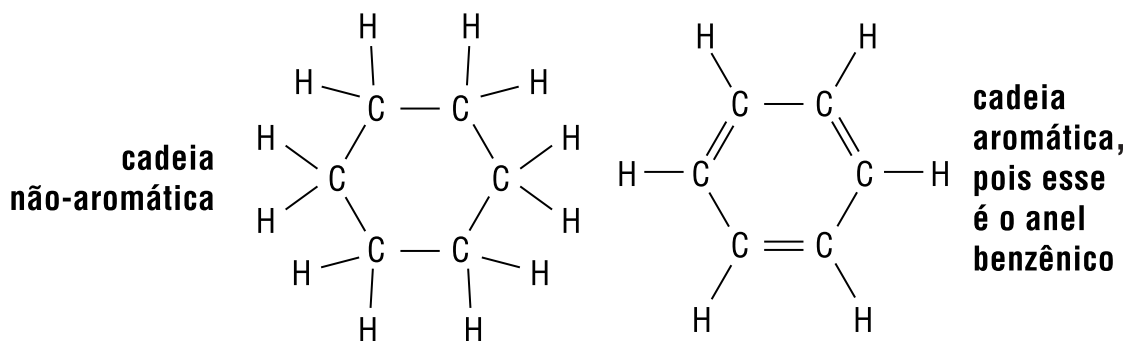


Cadeias cíclicas ou fechadas

Apresentam anéis em sua formação. Esses anéis podem possuir número variável de átomos de carbono, de três até centenas de átomos.



Observação: quando as cadeias fechadas apresentam um anel benzênico, isto é, uma seqüência fechada de seis carbonos ligados entre si por três duplas ligações alternadas, elas são denominadas *aromáticas*. Caso contrário, a cadeia é chamada de não-aromática ou alicíclica. Exemplos:



As cadeias aromáticas são, ainda, classificadas em *mononucleares*, como o benzeno:



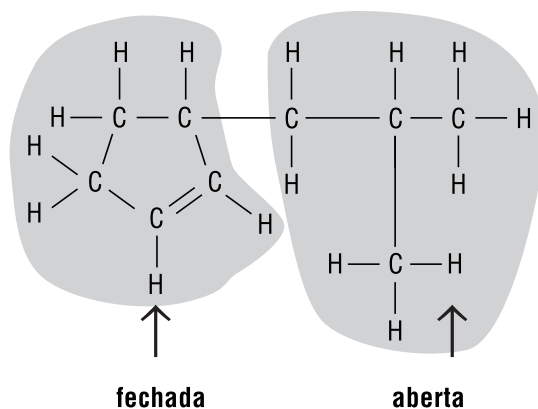
ou *polinucleares*, como:



Cadeias mistas

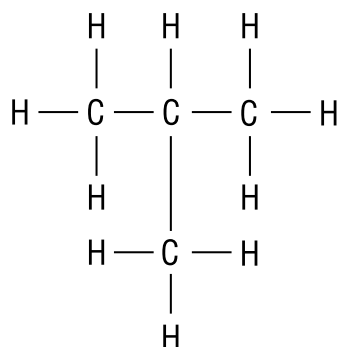
Apresentam em sua composição uma parte fechada e outra aberta.

Exemplo:

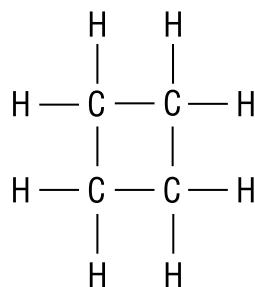


Saturadas

Uma cadeia é considerada saturada quando não houver qualquer ligação dupla ou tripla entre os átomos constituintes. Exemplo:

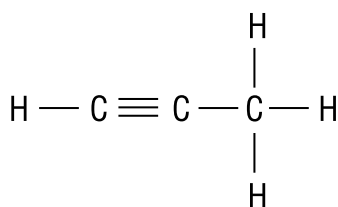


cadeias saturadas

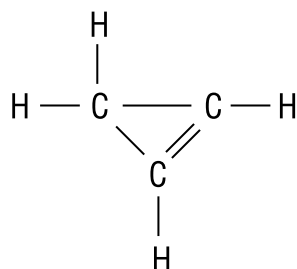


Insaturadas

Qualquer cadeia que apresente duplas ou triplas ligações é chamada de cadeia insaturada. Exemplo:

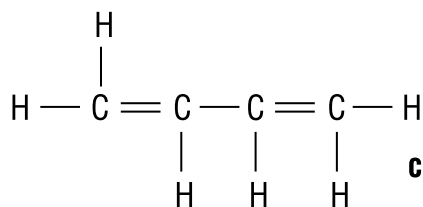


cadeias insaturadas

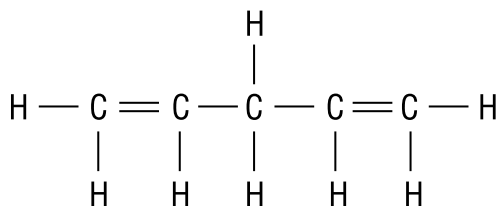
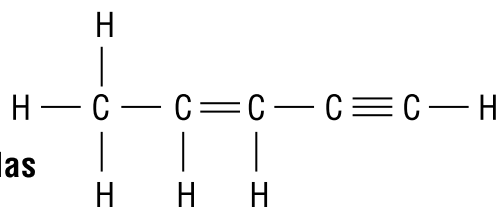


Cadeias insaturadas que possuam mais de uma dupla ou tripla ligação são classificadas como *conjugada* ou *não-conjugada*.

As cadeias conjugadas apresentam uma ligação simples entre-meando duplas ou triplas ligações.



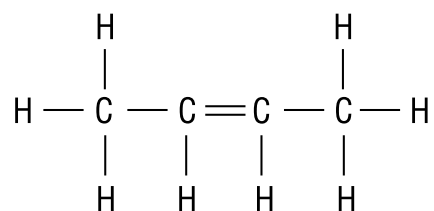
cadeias conjugadas



**cadeia insaturada
mas não
conjugada**

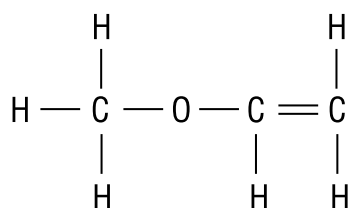
Homogêneas

São as que não apresentam heteroátomos, isto é, todos os átomos da cadeia são carbonos. Exemplo:



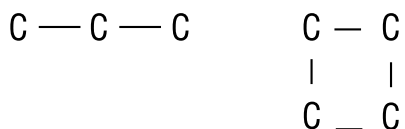
Heterogêneas

Apresentam heteroátomo. Exemplo:



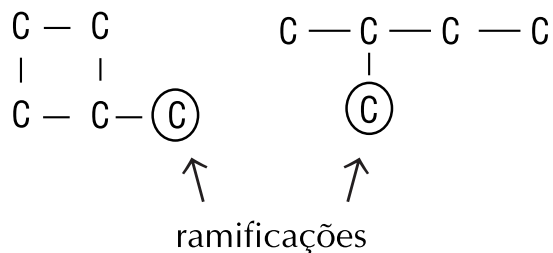
Normais

São todos os átomos de carbono que pertencem a uma só seqüência. Exemplos:



Ramificadas

Quando há átomos de carbono não pertencentes à mesma seqüência. Exemplos:



Quando comparamos duas cadeias entre si e observamos que elas apresentam como única diferença um ou mais grupos CH_2 , elas são consideradas homólogas. Por exemplo, a diferença entre o C_2H_4 e o C_3H_6 é de apenas um CH_2 . A diferença entre o C_3H_6 e o C_4H_8 é também de apenas um CH_2 . Dizemos que os compostos C_2H_4 , C_3H_6 e C_4H_8 apresentam uma razão de homologia entre si.

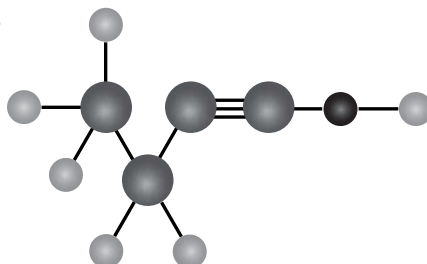
Já a série isóloga, por sua vez, reúne compostos orgânicos cujas diferenças nas fórmulas estruturais planas é de um ou mais grupos H_2 . Exemplo: a diferença de C_2H_6 para C_2H_4 é de apenas um H_2 .

Essa razão serve para indicar que tanto compostos homólogos quanto isológicos entre si, apresentarão, provavelmente, o mesmo comportamento em várias situações.

AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

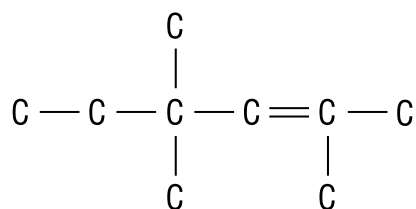
1. Indique a alternativa correta, que apresenta três propriedades comumente encontradas em compostos orgânicos:
 - a) covalentes, insolúveis em água e baixo ponto de fusão.
 - b) iônicos, insolúveis em água e baixo ponto de fusão.
 - c) iônicos, solúveis em água e baixo ponto de fusão.
 - d) iônicos, insolúveis em água e alto ponto de fusão.
2. Por que existem mais compostos orgânicos do que inorgânicos na natureza?
3. Indique a fórmula estrutural plana do composto.



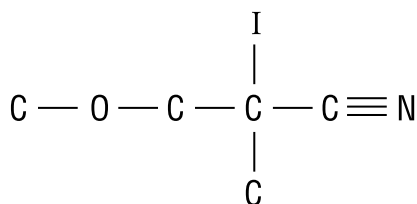
4. Tomando a fórmula estrutural plana do composto indicado anteriormente, qual é sua fórmula estrutural simplificada?

5. Um átomo de carbono que esteja ligado a dois átomos de carbono e a um átomo de cloro, deverá ainda ligar-se ao seguinte número de átomos de hidrogênio para completar o octeto:
- a) 1 b) 2 c) 4 d) 6 e) 8

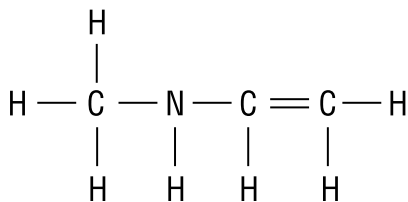
6. Considere a estrutura a seguir e classifique os carbonos. Os hidrogênios foram omitidos, mas considere a estrutura como se eles estivessem presentes.



7. Faça o mesmo que no exercício anterior para a molécula a seguir.



8. Qual das descrições a seguir é correta para identificar uma cadeia mista:
- a) são também chamadas de normais.
b) apresentam grupos ramificados e cíclicos.
c) não apresentam grupos ramificados.
d) não apresentam grupos cíclicos.
e) não apresentam-se normais.
9. Cadeias carbônicas insaturadas são as que...
- a) não podem mais receber átomos.
b) apresentam muitos átomos de carbono.
c) apresentam apenas simples ligações.
d) apresentam somente duplas ligações.
e) apresentam duplas ou triplas ligações.
10. O composto a seguir representa uma cadeia

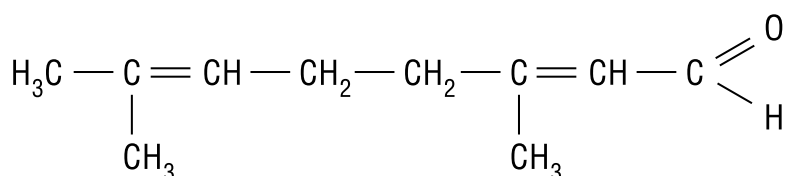


- a) saturada.
- b) cíclica e insaturada.
- c) ramificada e saturada.
- d) homogênea.
- e) heterogênea.

11. Classifique as seqüências de compostos como série homóloga ou isóloga:

- a) C_2H_2 , C_2H_4 , C_2H_6
- b) C_3H_6 , C_5H_{10} , C_4H_8
- c) C_6H_8 , C_7H_{10} , C_8H_{12}

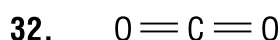
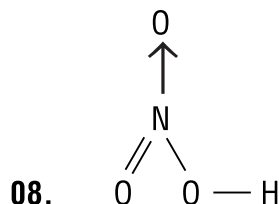
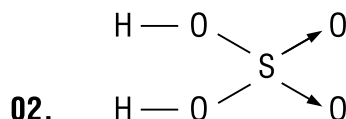
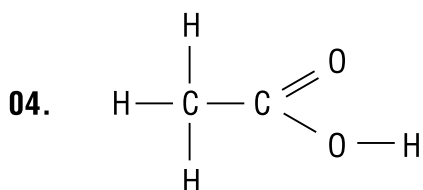
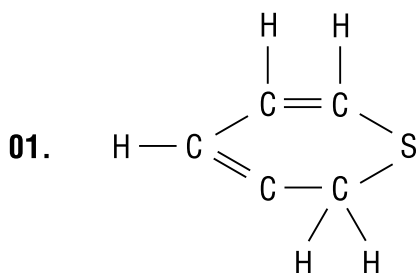
12. (UFRR) O citral, composto cuja fórmula é:

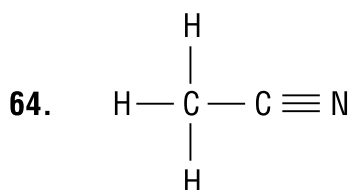
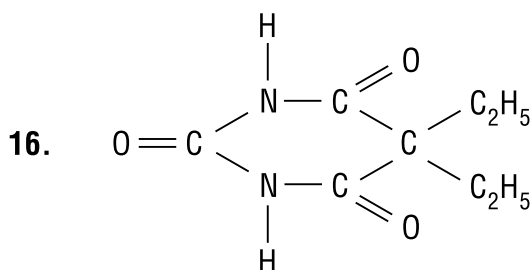


Tem forte sabor de limão e é empregado em alimentos para dar sabor e aroma cítricos. Sua cadeia carbônica é classificada como:

- a) Homogênea, insaturada e ramificada.
- b) Homogênea, saturada e normal.
- c) Homogênea, insaturada e aromática.
- d) Heterogênea, insaturada e ramificada.
- e) Heterogênea, saturada e aromática.

13. (UFSC) Assinale a seguir, o(s) composto(s) tipicamente orgânico(s).

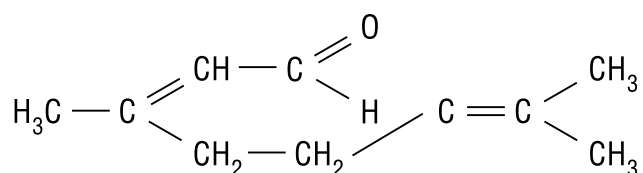




14. (UFGO) É sabido que os compostos orgânicos que contêm carbono, são obtidos naturalmente ou sinteticamente e são muito utilizados nas indústrias de plásticos, tecidos, essências etc. O carbono entra na constituição dos seguintes grupos de compostos:

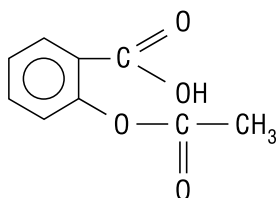
- 01. Óleo diesel, parafina, querosene;
- 02. *Nylon*, polietileno, celulose;
- 04. Soda cáustica, amido, clorofórmio;
- 08. Acetona, vinagre, álcool;
- 16. Aminoácido, cloreto de sódio, manteiga;
- 32. Glicose, proteína, hidróxido de cálcio.

15. (UnB-DF) O composto de fórmula.



Tem sua cadeia carbônica classificada como:

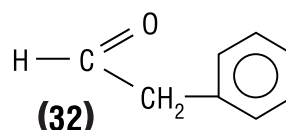
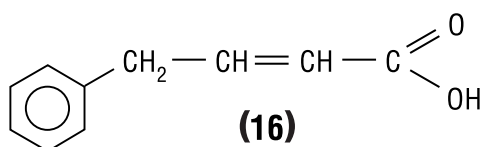
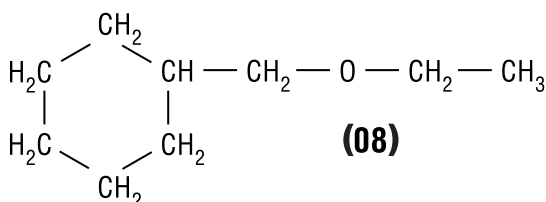
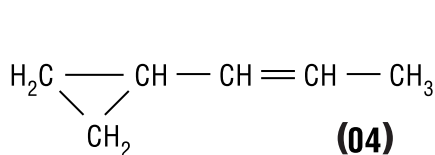
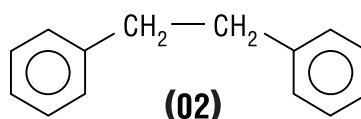
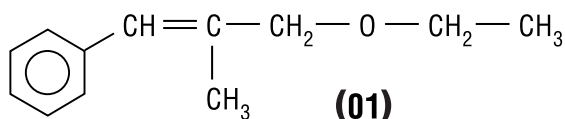
- a) Fechada, normal, heterogênea e insaturada.
 - b) Aberta, ramificada, homogênea e saturada.
 - c) Aberta, normal, heterogênea e insaturada.
 - d) Aberta, ramificada, homogênea e insaturada.
 - e) Fechada, ramificada, homogênea e insaturada.
- 16.** (UFPI) A fórmula estrutural do ácido acetil salicílico, conhecido no comércio como aspirina, é:



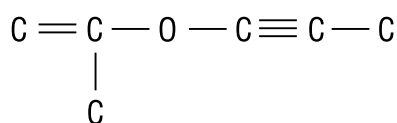
Sua fórmula molecular é:

- a) $C_3H_4O_4$ c) $C_8H_8O_4$ e) $C_9H_8O_4$
 b) $C_7H_4O_4$ d) $C_9H_4O_4$

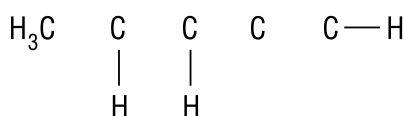
17. (Cesgranrio-RJ) Assinale a(s) cadeia(s) carbônica(s) que é (são), ao mesmo tempo, aromática(s), heterogênea(s) e ramificada(s):



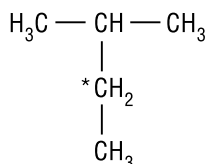
18. (Unifesp) Quantos átomos de hidrogênio estão faltando no composto:



19. (UFV-MG) Quais são as ligações que estão faltando entre cada átomo de carbono?



20. (UFC-CE) Examinado-se a cadeia carbônica:



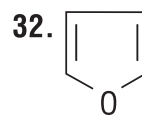
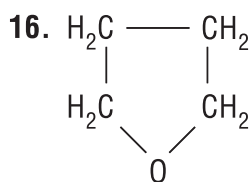
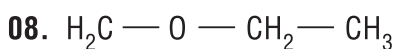
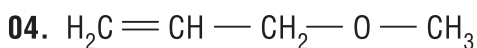
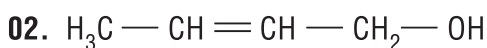
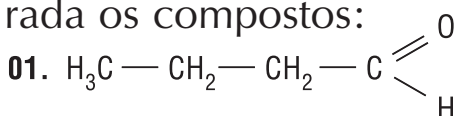
Conclui-se que o átomo de carbono marcado com o asterisco é:

- a) primário. c) terciário.
 b) secundário. d) quaternário.

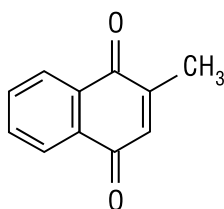
21. (UFMG) Assinale a afirmação falsa:

- a) $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ é cadeia saturada.
b) $\text{H}_3\text{C} - \text{O} - \text{CH}_3$ é cadeia heterogênea.
c) $\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ é cadeia ramificada.
d) $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{OH}$ é cadeia insaturada heterogênea.
e) $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$ apresenta somente carbonos primários.

22. (PUC-SP) Apresentam cadeia carbônica heterogênea e insaturada os compostos:



23. (Fuvest) A vitamina K_3 pode ser representada pela fórmula a seguir:



Quantos átomos de carbono e quantos de hidrogênio existem em uma molécula desse composto?

- a) 1 e 3 d) 11 e 8
b) 3 e 3 e) 11 e 10
c) 9 e 8

Funções Orgânicas I

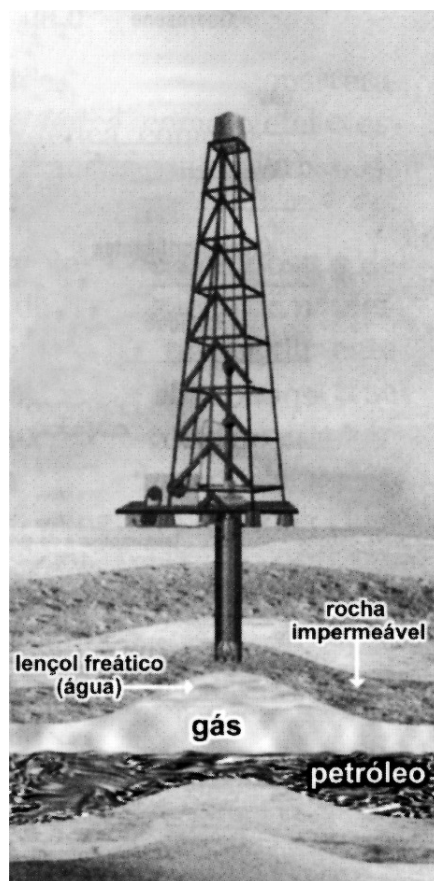
Uma função química é uma forma de classificação de compostos que apresentam propriedades químicas semelhantes. Isso se deve ao fato de que suas estruturas também se assemelham.

Algumas funções orgânicas recebem os seguintes nomes: hidrocarbonetos, álcoois, fenóis, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos, éteres, ésteres, aminas, amidas, nitrilas, haletos de ácidos, haletos orgânicos etc. Há ainda compostos que apresentam em suas estruturas características pertencentes a mais de uma função e, por isso, propriedades dessas duas ou mais funções.

Iniciaremos nosso estudo pelos hidrocarbonetos, compostos que possuem grande importância para a sociedade em que vivemos.

Hidrocarbonetos

São compostos constituídos, exclusivamente, por hidrogênio e carbono. As principais fontes de hidrocarbonetos por ordem de abundância são: petróleo, xisto betuminoso, carvão mineral (hulha) e madeira.



Petróleo

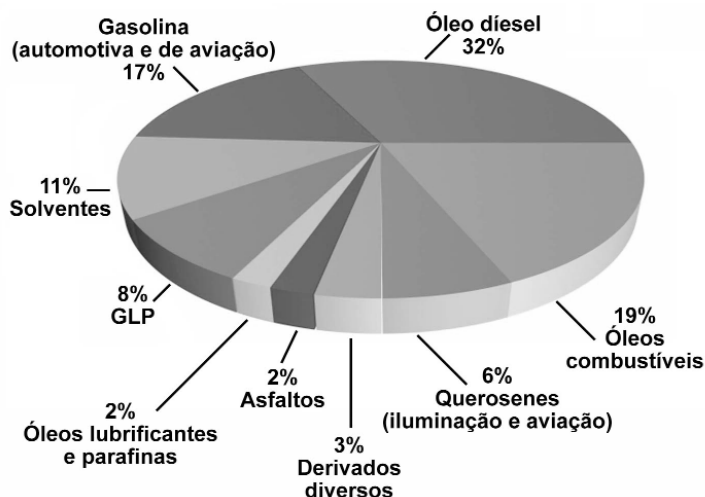
O petróleo foi formado na Terra há milhões de anos pela deposição e soterramento de materiais de origem orgânica. Esses materiais foram decompostos lentamente sob as rochas sedimentares que, com o passar do tempo, se solidificaram aprisionando um líquido viscoso e o gás gerado por sua decomposição. Devido ao processo de formação, o petróleo é geralmente encontrado em terrenos de subsolo sedimentar recobertos por rocha impermeável.

A extração do petróleo requer escavações, por vezes bastante profundas, na superfície terrestre e no fundo do mar. À medida que o petróleo vai sendo extraído, ele é conduzido por dutos até as refinarias, onde os diferentes componentes serão separados, por destilação, em frações. Cada fração é constituída por uma mistura de hidrocarbonetos, portanto, a temperatura de ebulição não apresenta um valor fixo, mas uma faixa específica para cada fração.

A figura a seguir mostra algumas frações extraídas do petróleo.

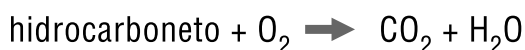
Fração	Intervalo (aprox.) de temperatura em que destilam (°C)	Principais componentes
Gás de petróleo	–	CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 , C_4H_{10}
Gasolina, benzina ou nafta	até 200	C_5H_{12} , C_6H_{14} , C_7H_{16} C_8H_{18} , C_9H_{20} , $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$
Querosene	150 a 250	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$, $\text{C}_{11}\text{H}_{24}$, $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$ $\text{C}_{13}\text{H}_{28}$, $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$, $\text{C}_{15}\text{H}_{32}$
Gás óleo ou óleo diesel	250 a 350	Hidrocarbonetos superiores
Óleos combustíveis	300 a 400	Hidrocarbonetos superiores
Óleos lubrificantes	–	Hidrocarbonetos superiores
Resíduo	–	Hidrocarbonetos superiores

Dependendo da origem do petróleo, ele pode ser mais rico em uma ou outra fração. A seguir, temos as porcentagens médias de aproveitamento de cada fração que constitui o petróleo.

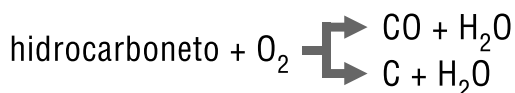


Pelo gráfico, é possível notar que grande parte do petróleo será utilizado como combustível em meios de transporte. Seu uso, porém, vai muito além disso. Ele é utilizado em aquecimento doméstico e industrial, na produção de eletricidade, na iluminação, nos plásticos, borracha, fibras, tintas, fertilizantes etc.

Quando utilizado como combustível, ele é queimado, isto é, sofre combustão, que é a reação com o oxigênio. Se a quantidade de oxigênio disponível for suficiente para reagir com todos os átomos de carbono do hidrocarboneto, chamamos a combustão de completa e seus produtos são CO_2 e H_2O .



Se a quantidade de O_2 é insuficiente, além do dióxido de carbono também são produzidos CO e C na forma de fuligem.

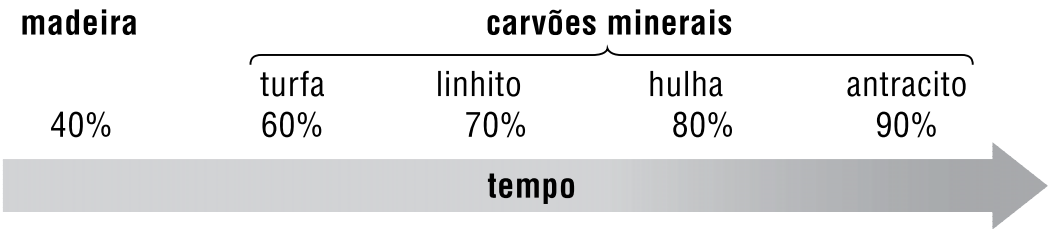


Os produtos gerados nessas combustões aumentam consideravelmente os problemas da poluição atmosférica, como o efeito estufa e a chuva ácida, principalmente nos grandes centros urbanos.

Carvão mineral

É constituído por uma mistura complexa de compostos de carbono e tem sua origem no processo de fossilização da madeira de antigas florestas. A madeira é constituída principalmente por compostos de C , H e O e, no processo de fossilização, eles se

convertem lentamente em CH_4 (metano), CO_2 e H_2O , restando apenas o carbono na fase sólida. Dependendo do teor de carbono presente em uma amostra de carvão mineral, podemos classificá-lo em:




A *hulha* é uma variedade de carvão mineral que, ao ser aquecida, produz uma fração gasosa constituída principalmente de H_2 e CH_4 ; uma fase líquida da qual se extrai o alcatrão e as águas amoniacais, e uma fase sólida denominada coque, utilizado para fabricar o aço.

O alcatrão da hulha é rico em hidrocarbonetos aromáticos, como o benzeno, o antraceno, além de fenol e 60% de piche. As águas amoniacais são utilizadas na produção de fertilizantes.

Classificação dos hidrocarbonetos

Para facilitar o estudo dos hidrocarbonetos, podemos classificá-los de acordo com suas cadeias carbônicas. Veja a seguir:

Hidrocarboneto	Tipo de cadeia	Exemplo
alcano	aberta, saturada	$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$ etano
alceno	aberta, insaturada por duplas ligações	$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$ eteno
alcino	aberta, insaturada por triplas ligações	$\text{HC} \equiv \text{CH}$ etino
cicloalcano	fechada, saturada	$\begin{array}{cc} \text{H}_2\text{C} & - & \text{CH}_2 \\ & & \\ \text{H}_2\text{C} & - & \text{CH}_2 \end{array}$ ciclobutano

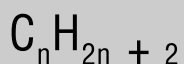
cicloalceno	fechada, insaturada por duplas ligações	$\begin{array}{ccc} \text{HC} & = & \text{CH} \\ & & \\ \text{H}_2\text{C} & - & \text{CH}_2 \end{array}$ ciclobuteno
cicloalcino	fechada, insaturada por triplas ligações	$\begin{array}{ccc} \text{C} & \equiv & \text{C} \\ & & \\ \text{H}_2\text{C} & - & \text{CH}_2 \end{array}$ ciclobutino
aromáticos	aromática	 benzeno

Alcanos

São compostos constituídos por cadeias alifáticas saturadas. Também são conhecidos como parafinas. Nesses compostos, há somente ligações sigma $\text{sp}^3\text{-sp}^3$ ou $\text{sp}^3\text{-s}$. Os ângulos formados pelas ligações nos conduzem à formação de tetraedros. Veja alguns exemplos de alcano:

fórmula molecular	CH_4	C_2H_6	C_3H_8
fórmula estrutural	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{cc} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H} - \text{C} & - \text{C} - \text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{ccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H} - \text{C} & - \text{C} - & \text{C} - \text{H} \\ & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$
nome	metano	etano	propano
fórmula molecular	C_4H_{10}		
fórmula estrutural	$\begin{array}{cccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & & \\ \text{H} - \text{C} & - \text{C} - & \text{C} - & \text{C} - \text{H} \\ & & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$		$\begin{array}{ccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H} - \text{C} & - \text{C} - & \text{C} - \text{H} \\ & & \\ \text{H} & \text{C} & \text{H} \\ & & \\ \text{H} & & \end{array}$
nome	n-butano		isobutano

Todos os alcanos podem ser representados pela seguinte fórmula geral:

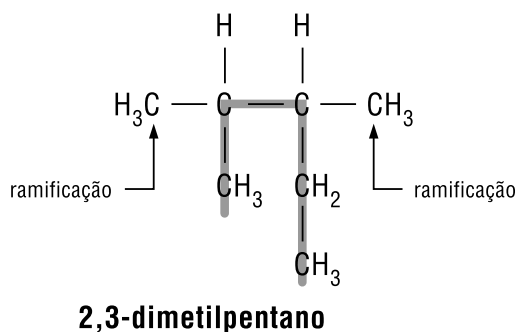
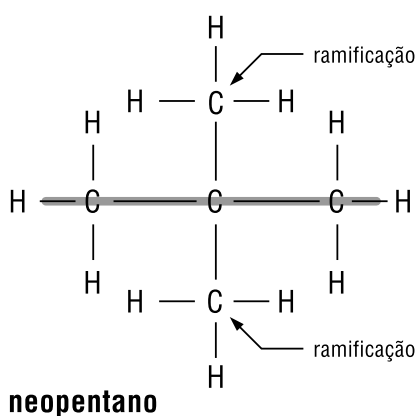
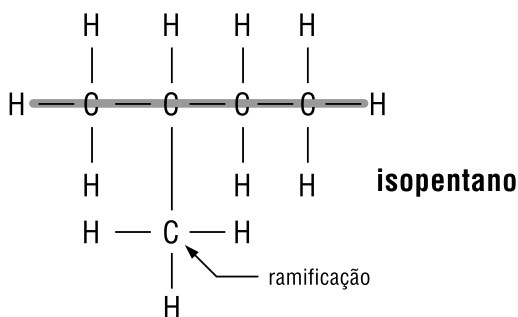
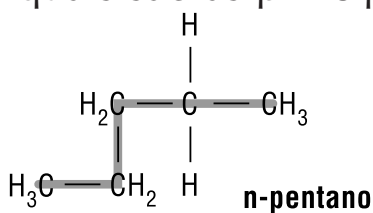


onde n é um número inteiro.

Nomenclatura IUPAC

Os nomes oficiais dos compostos orgânicos seguem uma série de regras padronizadas pela IUPAC. Detalharemos essas regras para cada uma das funções. Porém muitos compostos receberam nomes ditos usuais que são, por vezes, mais difundidos que os padronizados.

Os nomes dos compostos orgânicos são sempre dados com referência à cadeia principal, isto é, à cadeia mais longa que contiver o maior número de insaturações possível, se houver. Veja a seguir quais são as principais cadeias de alguns alcanos:



Se o composto não possui ramificações, os átomos de carbono são geralmente representados em uma mesma linha reta. Todo carbono excluído da cadeia principal ou mais longa é considerado ramificação.

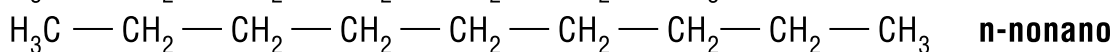
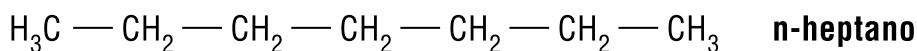
O composto recebe um *prefixo* em seu nome dependendo do número de átomos de carbono da cadeia principal. Para os alcanos, o *sufixo* utilizado é *ano*. Se o hidrocarboneto de 4 ou mais carbo-

nos não tiver ramificações, utiliza-se, ainda, a palavra *normal* ou a letra *n* precedendo o nome da cadeia principal. Veja:

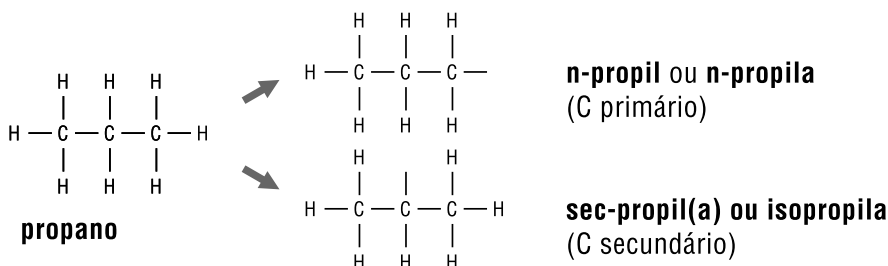
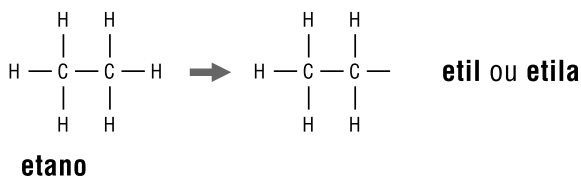
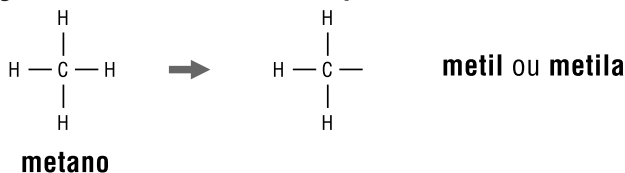
Para os alcanos com 1, 2, 3 e 4C na molécula, o nome é formado acrescentando-se os prefixos **met**, **et**, **prop** e **but**, respectivamente, à terminação **ano**. Para os alcanos com cinco ou mais C na molécula, o prefixo usado indica o número de átomos de C presentes nela.

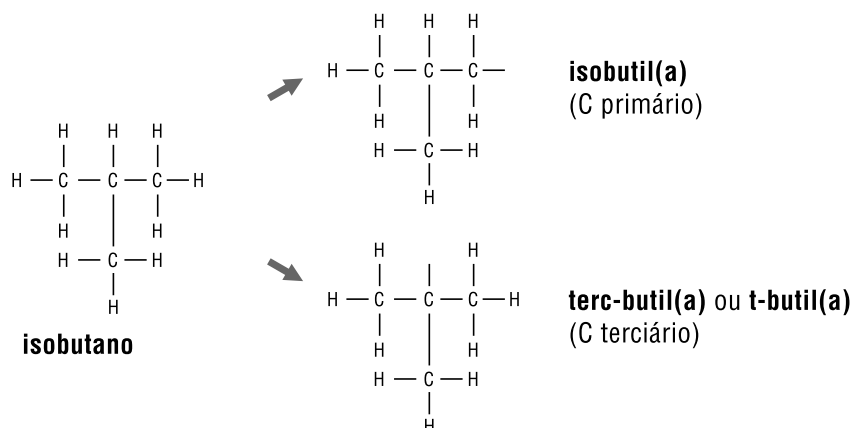
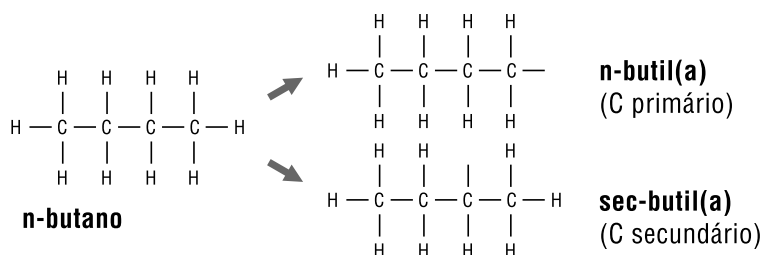
1C: met	8C: oct	15C: pentadec	22C: doeicos	40C: tetracont
2C: et	9C: non	16C: hexadec	23C: trieicos	50C: pentacont
3C: prop	10C: dec	17C: heptadec	24C: tetraeicos	60C: hexacont
4C: but	11C: undec	18C: octadec	25C: pentaieicos	70C: heptacont
5C: pent	12C: dodec	19C: nonadec	30C: triacont	80C: octacont
6C: hex	13C: tridec	20C: eicos	31C: heneitriacont	90C: nonacont
7C: hept	14C: tetradec	21C: heneicos	32C: dotriacont	100C: hect

Exemplos:



Para as cadeias ramificadas, as ramificações constituem grupos monovalentes que resultam da eliminação de um hidrogênio da molécula do alcano de origem. Seus nomes são obtidos pela substituição do sufixo *ano* por *il* ou *ila*. Por exemplo:





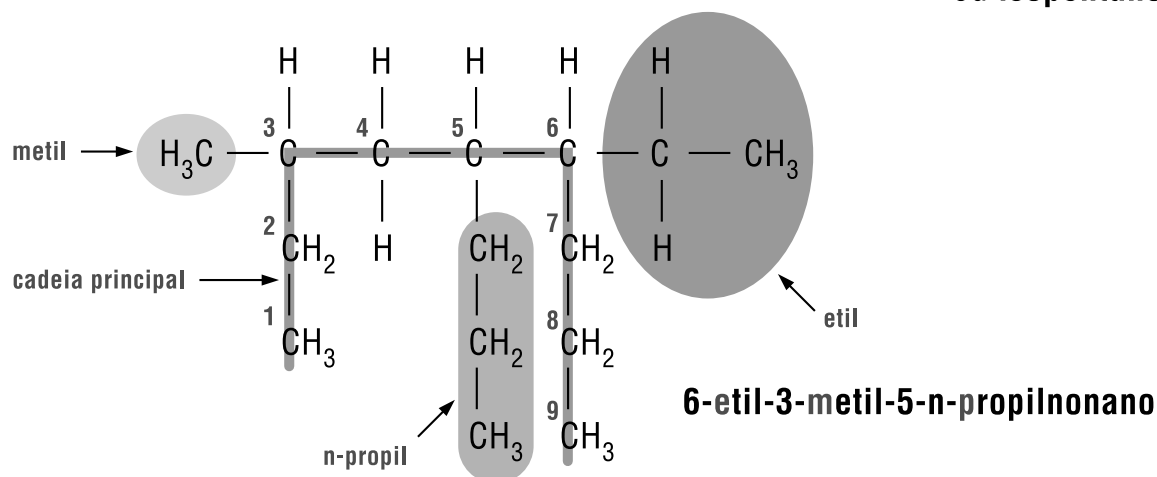
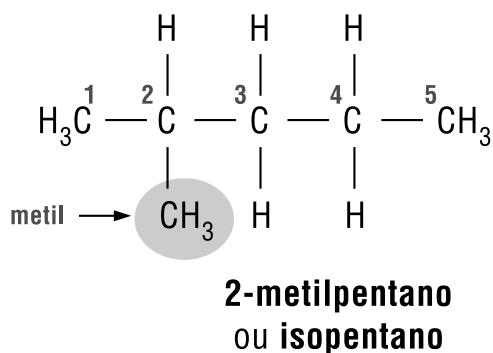
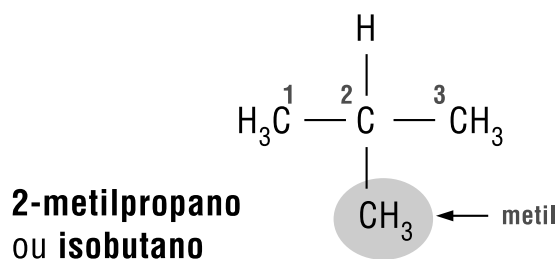
Veja mais algumas regras da nomenclatura IUPAC que podem ser aplicadas também às outras funções:

O nome IUPC dos alcanos com cadeia ramificada é formado pelos nomes radicais (ramificações) ligados à cadeia principal, seguidos do nome do alcano com número de átomos de carbono igual ao da cadeia principal. A IUPAC estabeleceu que:

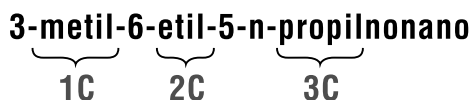
- a cadeia principal é a que contém o número máximo de C possível;
- havendo duas cadeias com número máximo de C, será principal a que contiver o maior número de radicais a ela ligados;
- a numeração da cadeia principal se faz de uma extremidade a outra, de tal modo que no nome apareçam os menores números possíveis (regra dos menores números)
- os nomes dos radicais são precedidos pelos números indicativos da posição desses radicais na cadeia principal;
- no caso de haver dois, três, quatro etc. radicais iguais ligados à cadeia principal, usam-se os prefixos **di**, **tri**, **tetra** etc. diante dos respectivos radicais;

- os nomes dos radicais devem ser mencionados em ordem alfabética ou em ordem de complexidade crescente. Nessas ordens, não são levados em consideração os prefixos **di**, **tri**, **tetra etc.** acrescentados aos nomes dos radicais.

Exemplos:



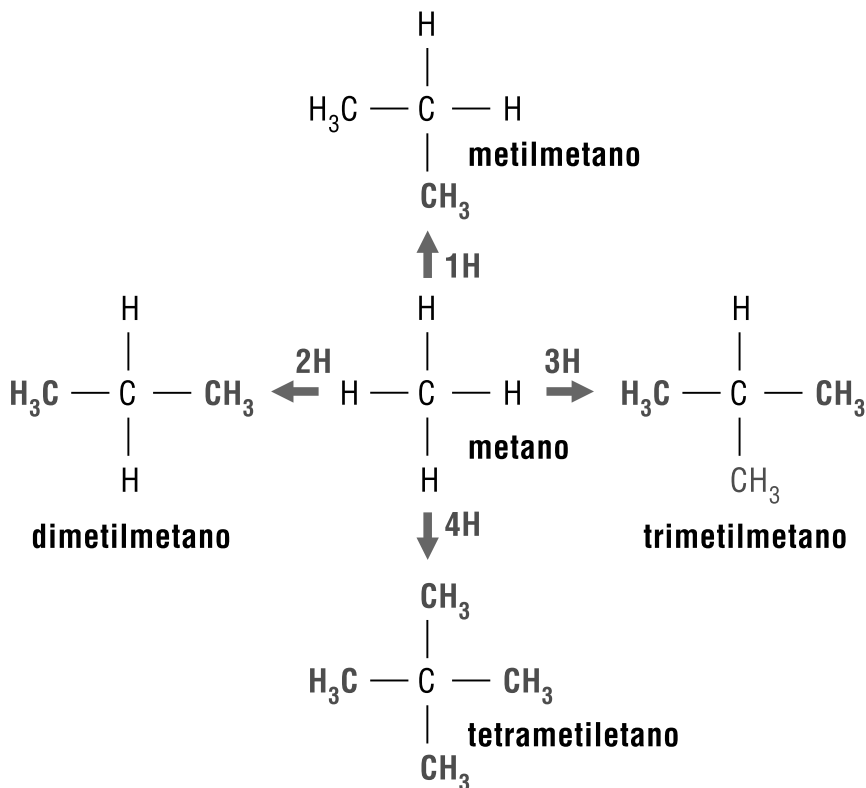
Repare que os grupos aparecem em ordem alfabética, mas a ordem de complexidade também pode ser considerada correta. Assim:



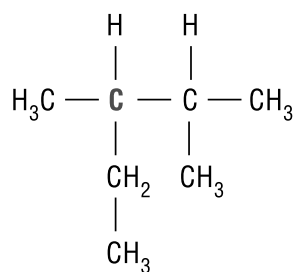
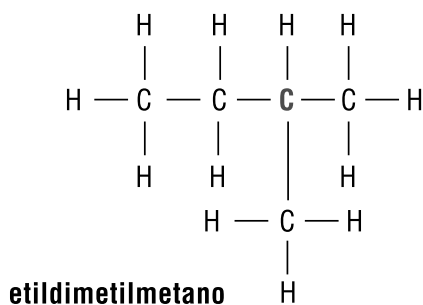
Os prefixos iso, sec, terc etc. não são considerados na ordem alfabética dos grupos.

Nomenclatura usual

Podemos considerar que todos os alcanos são derivados do metano, pela substituição de seus hidrogênios. Veja:

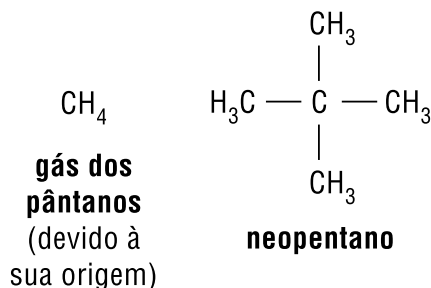


Outros exemplos:



etilmetilisopropilmetano

Esses são apenas alguns exemplos dos nomes usuais desses compostos. Há outros nomes, no entanto, que não seguem quaisquer regras.



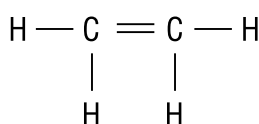
São hidrocarbonetos abertos insaturados por uma dupla ligação. Dependendo do número de ligações duplas de um composto, podemos, ainda, classificá-lo como um alcadieno, alcatrieno, alcatetraeno etc.

Os alcenos podem ser representados pela seguinte fórmula geral:

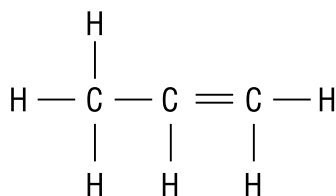


Nomenclatura IUPAC

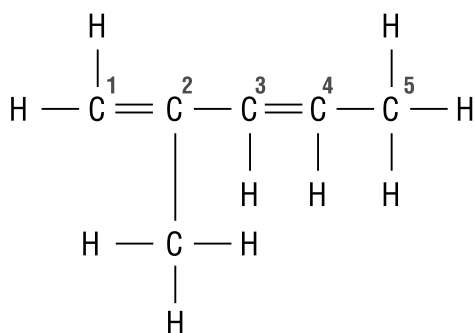
As regras aplicadas aos alcanos, como numeração da cadeia principal e localização das ramificações, também são válidas para os alcenos. Porém para os alcenos é necessário levar em consideração a presença da dupla ligação. A cadeia principal continua sendo a mais longa, mas ela deve também conter a dupla ligação. A numeração da cadeia principal deve ser feita de forma a deixá-la no carbono com menor número, e sua posição também deve ser indicada no nome do composto. O sufixo da cadeia principal dos alcenos é *eno*, e não *ano*. Exemplos:



eteno ou etileno

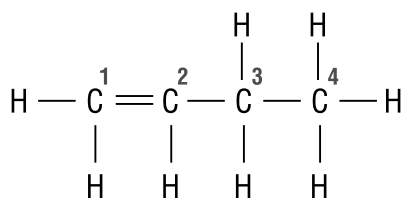


propeno

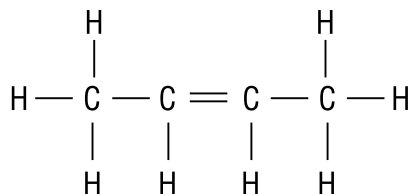


2-metil-1,3-pentadieno

↑ ramificação
↑ posição da ramificação
↑ posição das duplas
↑ 5C
↑ duas duplas



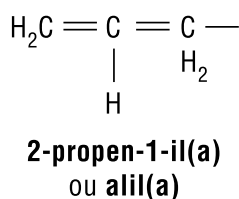
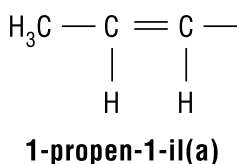
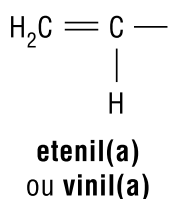
1-buteno



2-buteno

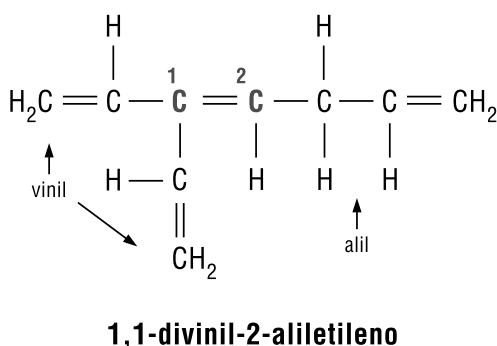
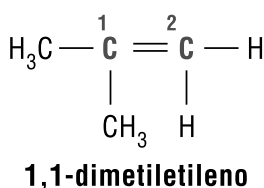
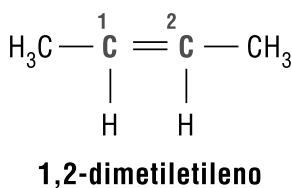
Caso haja mais de uma dupla ligação na cadeia principal, usam-se os sufixos *dieno*, *trieno*, *tetraeno* etc., porém suas fórmulas gerais são diferentes.

Os grupos derivados dos alcenos possuem terminação enil(a) e os nomes vinil(a) e alil(a) foram oficializados pela IUPAC.



Nomenclatura usual

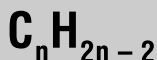
Podemos considerar que os compostos são derivados do etileno ou eteno. O nome etileno para o eteno também é IUPAC.



Alcinos

São hidrocarbonetos abertos insaturados por uma tripla ligação. Dependendo do número de ligações triplas de um composto, podemos, ainda, classificá-lo como um alcadiino, alcatriino, alcatetraino etc.

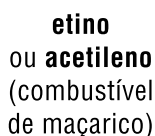
Os alcinos podem ser representados pela seguinte fórmula geral:



Nomenclatura IUPAC

Os alcinos utilizam as mesmas regras de nomenclatura dos alcenos e a ligação tripla também deve estar contida na cadeia

principal, mesmo que essa não seja a mais longa. O sufixo da cadeia principal é *ino*. Exemplos:



No caso de mais de uma tripla ligação na cadeia principal, usam-se os sufixos *diino*, *triino*, *tetraino* etc., mas as fórmulas gerais são diferentes.

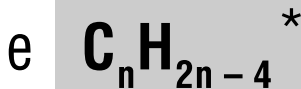
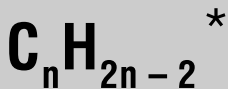
Nomenclatura usual

Podemos considerar os compostos como derivados do acetileno por substituição dos hidrogênios.

Cicloalcanos, cicloalcenos e cicloalcinos

São hidrocarbonetos de cadeia fechada que contêm ligações simples, duplas e triplas, respectivamente.

Suas fórmulas gerais podem ser representadas por:



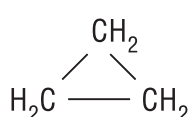
* Se contiverem apenas uma insaturação.

Nomenclatura IUPAC

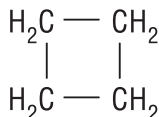
Todas as regras de nomenclatura já citadas para os alcanos, alcenos e alcinos podem ser aplicadas, respectivamente, aos ciclo-

alcanos, cicloalcanos e cicloalcinos. Porém, antes do nome da cadeia principal, utiliza-se a palavra *ciclo*. A numeração do ciclo deve ser feita de tal forma que os números que aparecem no hidrocarboneto sejam os menores possíveis, mas a numeração sempre se inicia no carbono insaturado. Exemplos:

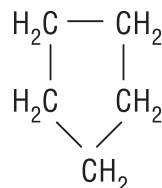
cicloalcanos



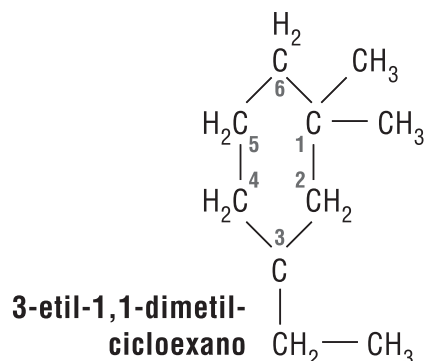
ciclopropano



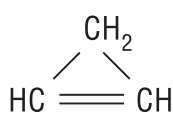
ciclobutano



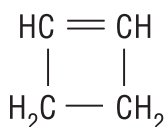
ciclopentano



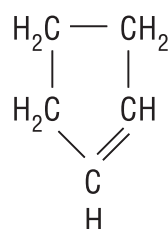
cicloalcenos



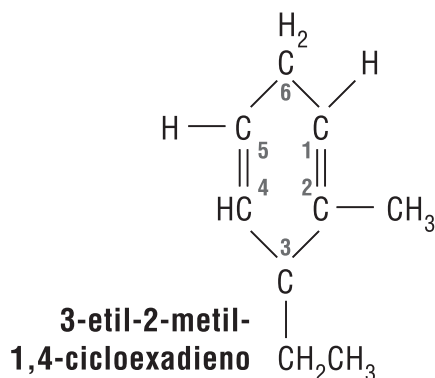
ciclopropeno



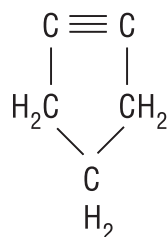
ciclobuteno



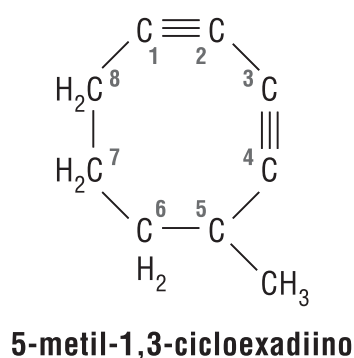
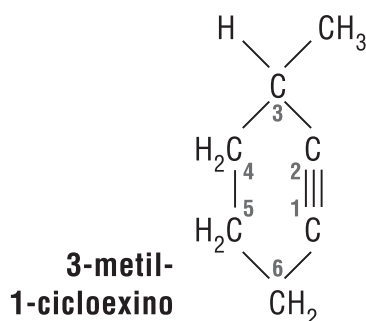
ciclopenteno



cicloalcinos

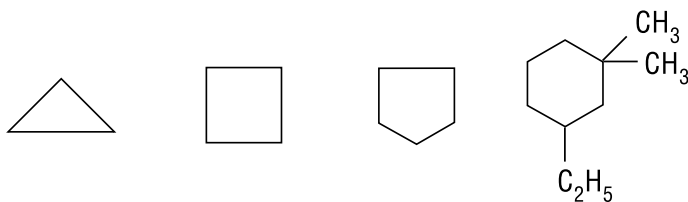


ciclopentino

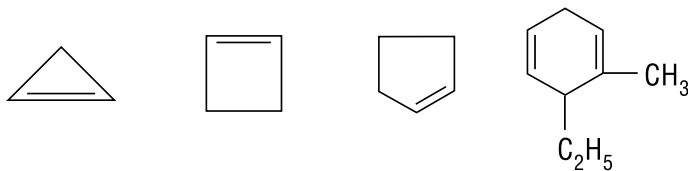


Cicloalcinos de cadeias pequenas, principalmente, são instáveis. Representando simplificada os compostos dos exemplos anteriores, temos:

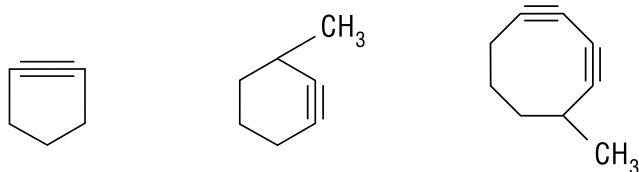
cicloalcanos



cicloalcenos



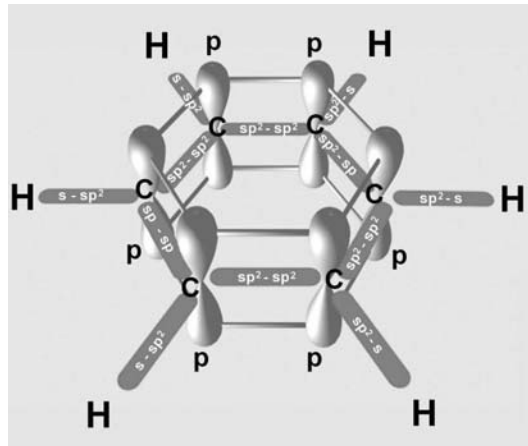
cicloalcinos



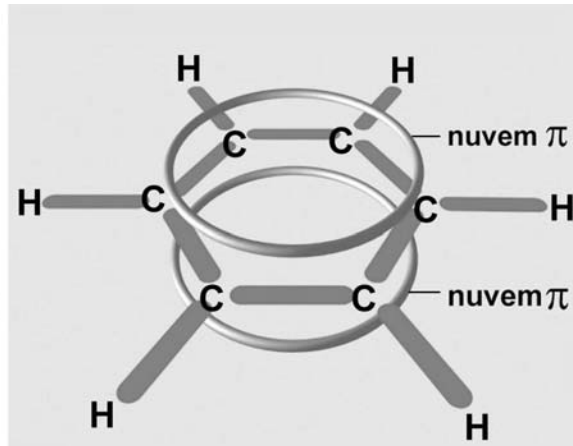
Hidrocarbonetos aromáticos

São todos os hidrocarbonetos insaturados que apresentam um ou mais ciclos contendo seis átomos de carbono unidos exclusivamente por ligações sp^2-sp^2 . O mais conhecido é o benzeno (C_6H_6).

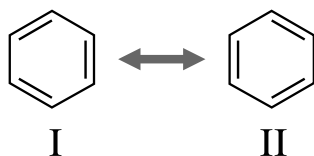
Veja como são as ligações no benzeno:



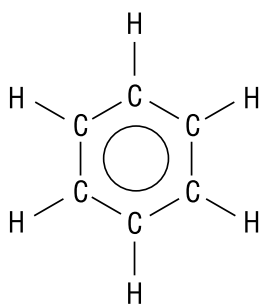
ou



O benzeno não é o 1,3,5-hexatrieno, pois sua estrutura é estabilizada por um efeito conhecido como ressonância, e todas as ligações simples ou duplas se tornam equivalentes.



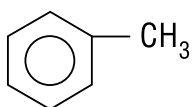
Por isso a melhor forma de representar a estrutura do benzeno é:



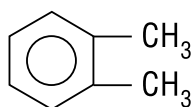
ou simplesmente



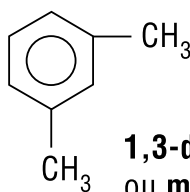
Veja outros compostos aromáticos:



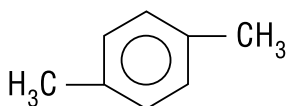
metilbenzeno
ou **tolueno**



1,2-dimetilbenzeno
ou **ortodimetilbenzeno**
ou **ortoxileno**

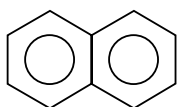


1,3-dimetilbenzeno
ou **metadimetilbenzeno**
ou **metaxileno**

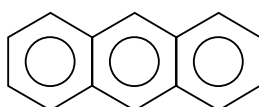


1,4-dimetilbenzeno
ou **parametilbenzeno**
ou **paraxileno**

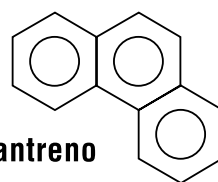
Os prefixos **orto**, **meta** e **para** são utilizados para indicar as posições 1,2; 1,3; 1,4, respectivamente.



naftaleno

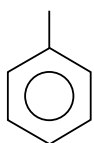


antraceno

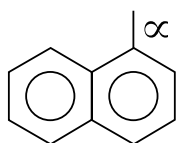


fenantreno

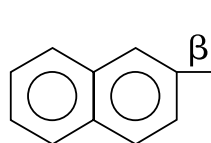
Grupos obtidos de compostos aromáticos



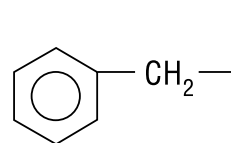
fenil(a)



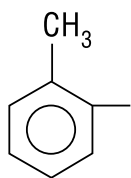
α-naftil(a)
ou **1-naftil(a)**



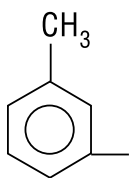
β-naftil(a)
ou **2-naftil(a)**



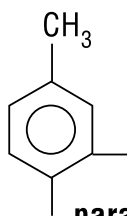
benzil(a)



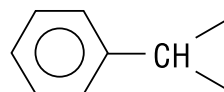
ortotoluil(a)



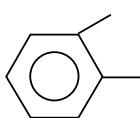
metatoluil(a)



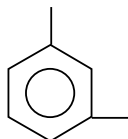
paratoluil(a)



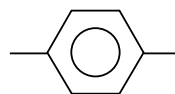
benzilideno



ortofenileno



metafenileno

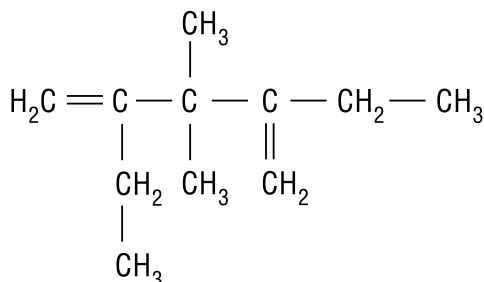


parafenileno

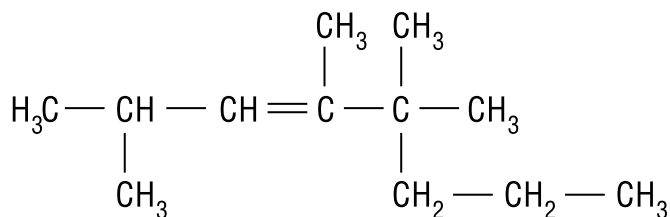
AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

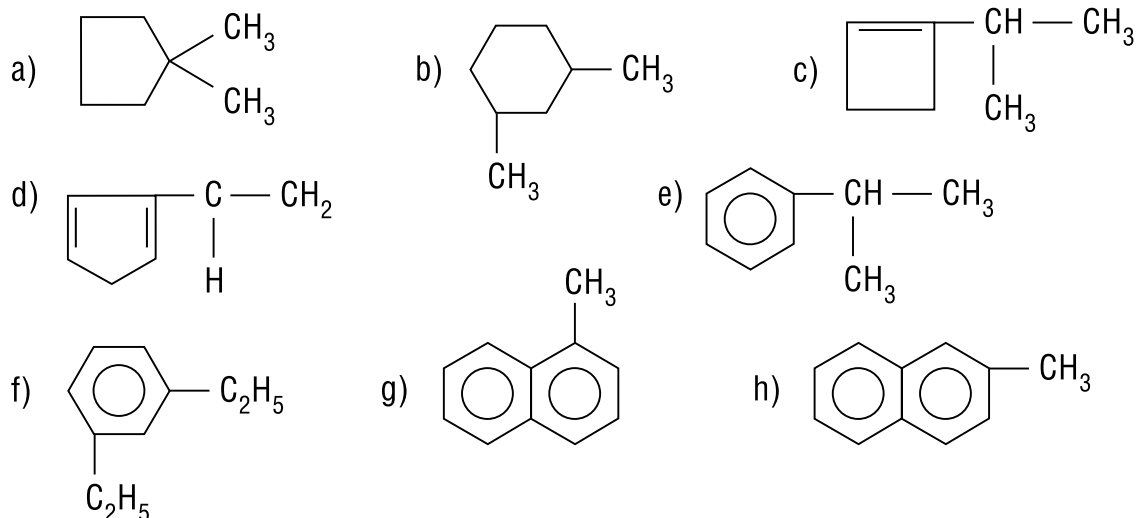
- Dê as fórmulas estruturais dos alcanos:
 - n-undecano
 - n-pentadecano
- Qual é o nome IUPAC?
 - dimetiletilmetano
 - dietil-n-propil-sec-butilmetano
- Dê os nomes IUPAC dos compostos obtidos pela união dos grupos:
 - sec-butil + isobutil
 - terc-butil + n-propil
 - isobutil + sec-propil
- Quais são os nomes IUPAC dos compostos:
 - divinilmetano
 - tetraetiletileno
 - 1-sec-butil-2-isobutileno
- Qual é o nome do composto?



6. (UFC-CE) O nome IUPAC correto do composto a seguir é



- a) 2,4,5-trimetil-5-n-propilexeno-3.
 - b) 2,3,5-trimetil-2-n-propilexeno-3.
 - c) 4,4,5,7-tetrametilocteno-5.
 - d) 2,4,5,6-tetrametilocteno-3.
 - e) 2,3,5-trimetil-2-isopropilexeno-3.
7. Escreva as fórmulas estruturais dos compostos:
- a) 8-hexadecino
 - b) venilacetileno
8. Dê os nomes IUPAC de:
- a) diterciobutilacetileno
 - b) n-butil-sec-butilacetileno
 - c) venilacetileno
9. A fórmula C_4H_6 representa alguns alcinos abertos. Escreva as fórmulas estruturais e seus nomes.
10. Faça a associação
- | | |
|----------------|--------------------------------|
| a) alcano | 1) C_nH_{2n} |
| b) alceno | 2) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ |
| c) alcino | 3) $\text{C}_n\text{H}_{2n-5}$ |
| d) cicloalcano | 4) $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ |
| e) cicloalceno | 5) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ |
| f) alcadieno | |
| g) alcatrieno | |
| h) ciclodieno | |
| i) alcadiino | |
11. Quais os nomes IUPAC e as fórmulas moleculares dos seguintes compostos?



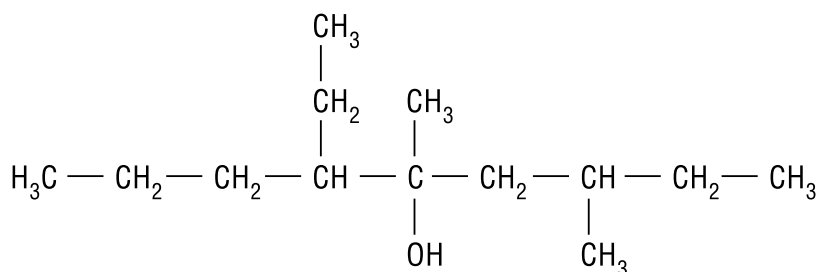
12. Escreva as fórmulas estruturais:

a) fenilbenzilmetano

c) 1-fenil-2-benziletileno

b) trifenilmetano

13. (Ibero-Americana-SP) Dar a nomenclatura oficial do seguinte composto orgânico:



a) 3,5-dimetil-6-etil-5-nonanol

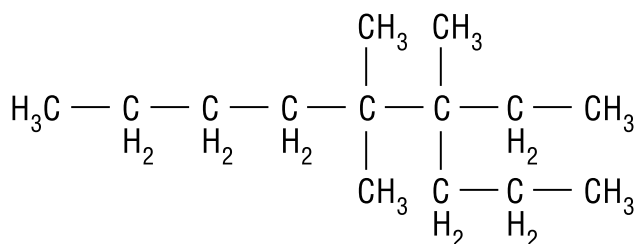
b) 3,6-dimetil-5-etilnonano

c) 2,4-dietil-5-propil-hexano

d) 3-metil-5-etil-6-propil-heptano

e) n.d.a.

14. (Fafi-MG) Qual a nomenclatura para a seguinte estrutura:



a) 5,5,6-trimetil-6-n-propiloctano

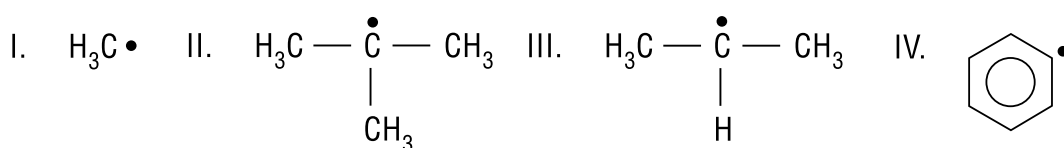
b) 5,5-dimetil-6,6-metil-n-propiloctano.

- c) 6-etil-5,5,6-trimetilnonano
- d) 3,4,4-trimetil-3-n-propiloctano.
- e) 4-etil-4,5,5-trimetilnonano.

15. (Unicamp-SP) A fórmula geral dos hidrocarbonetos de cadeia aberta que contêm uma dupla ligação (conhecidos por alcenos ou aquenos) é C_nH_{2n} :

- a) Escreva a fórmula estrutural e dê o nome do segundo composto da série.
- b) Escreva as fórmulas estruturais e os nomes dos pentenos de cadeias lineares não-ramificadas.

16. (Mackenzie-SP) Os nomes dos radicais orgânicos:

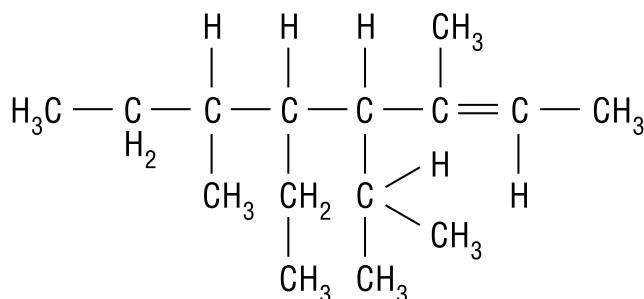


são respectivamente:

- a) metil, sec-butil, n-propil, fenil
- b) metil, n-butil, isopropil, benzil
- c) metil, terc-butil, isopropil, fenil
- d) etil, terc-butil, isopropil, fenil
- e) etil, isobutil, n-propil, benzil

17. (UFPE) A analisar o composto abaixo, verificamos que os radicais ligados aos carbonos 3, 4 e 5 da cadeia principal são respectivamente:

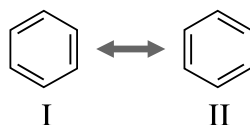
- a) metil, isopropil e etil
- b) metil, etil e metil
- c) propil, etil e metil
- d) butil, etil e propil
- e) isopropil, etil e metil



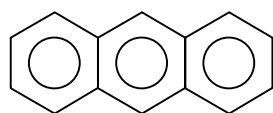
18. (Fafi-MG) Sobre o benzeno, C_6H_6 , estão corretas as seguintes afirmações, exceto:

- a) Possui três pares de elétrons deslocalizados.
- b) É uma molécula plana, com forma de hexágono regular, confirmada por estudos espectroscópicos e de cristalografia por raios-X.

- c) Todos os ângulos de ligação valem 120° devido à equivalência de todas as ligações carbono-carbono.
- d) O benzeno não apresenta estruturas de ressonância.
- e) Os seis elétrons p estão espalhados igualmente nos seis carbonos e não-localizados entre os pares de átomos de carbono.



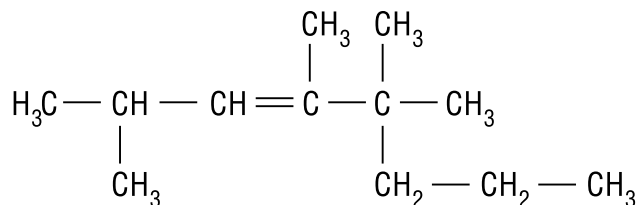
19. O composto orgânico que apresenta a fórmula estrutural:



possui respectivamente:

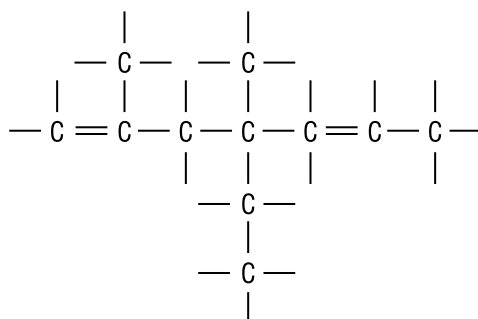
- a) 12C e 15H.
 b) 14C e 10H
 c) 13C e 16H
 d) 14C e 12H
 e) 14C e 11H

20. (UFC-CE) O nome correto, segundo as regras da IUPAC, para os compostos abaixo é:

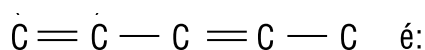


- a) 2,4,5-trimetil-5-n-propilxeno-3.
 b) 2,3,5-trimetil-2-n-propilxeno-3.
 c) 4,4,5,7-tetrametilocteno-5.
 d) 2,4,5,6-tetrametilocteno-3.
 e) 2,3,5-trimetil-2-isopropilxeno-3.
- 21.** (Aman-RJ) O nome correto, dado pela IUPAC, para o composto abaixo representado é:
- a) 2,4-dimetil-4-etil-1,5-heptadieno
 b) 2-metil-4-etil-4-etil-1,5-heptadieno

- c) 2-metil-4-metil-4-etil-2,6-heptadieno
- d) 2,4-dimetil-4-alil-1-hexeno
- e) 2,4-metil-4-alil-2-hexeno



22. (Ufal) A fórmula molecular de um hidrocarboneto com a cadeia carbônica:



- | | |
|----------------|-------------|
| a) C_5H_{12} | d) C_5H_6 |
| b) C_5H_{10} | e) C_5H_5 |
| c) C_5H_8 | |
- 23.** (Ufal) O nome oficial do hidrocarboneto da questão anterior é:
- | | |
|--------------------|-------------------|
| a) pentano | d) pentino. |
| b) 1,3-pentadieno. | e) 1,3-pentadiino |
| c) 3,4-pentadieno | |

Funções Orgânicas II

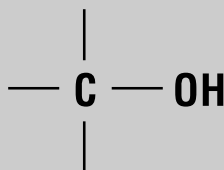
Além de hidrocarbonetos, os compostos orgânicos podem ser classificados em outras funções. As mais comuns serão relacionadas a seguir.

Álcoois

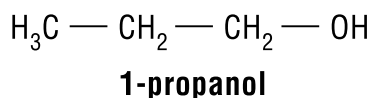
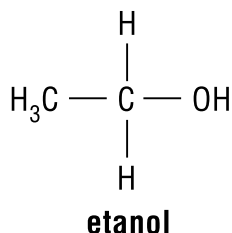
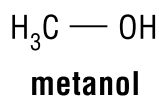
São derivados dos hidrocarbonetos pela substituição de um ou mais dos hidrogênios pelo grupo **–OH**. Esse grupo é o que caracteriza a função, e por isso, é chamado *grupo funcional*.

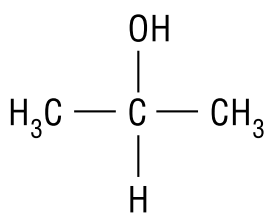
Nomenclatura IUPAC

Os nomes dos álcoois são obtidos de forma semelhante aos dos hidrocarbonetos, trocando-se o sufixo *o* por *ol*. Caso haja mais de um grupo **–OH**, usa-se *diol*, *triol* etc. O grupo funcional é:

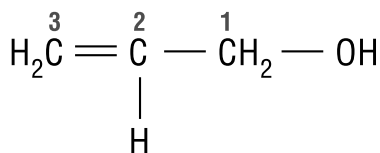


Exemplos:

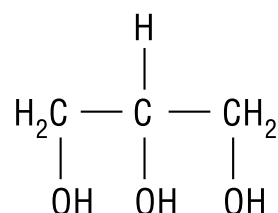




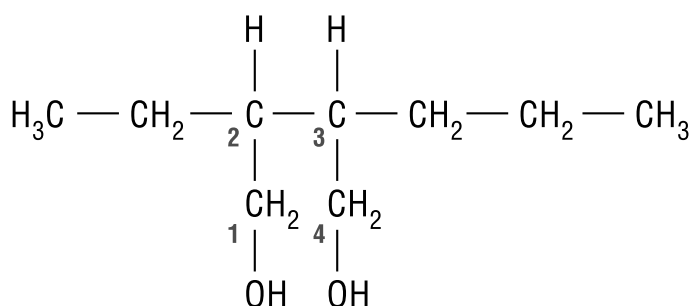
2-propanol



2-propen-1ol



1,2,3-propanotriol
(glicerina)



2-etil-3-n-propil-1,4-butanodiol

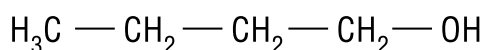
posições e tipo
das ramificações

posição
dos grupos
-OH

cadeia principal
com 2 grupos -OH

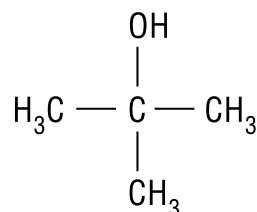
Nomenclatura usual

Para os monoálcoois, que contêm apenas um grupo -OH, pode-se usar a palavra álcool antes do nome e a terminação *ico* no lugar de *ol*. Veja:

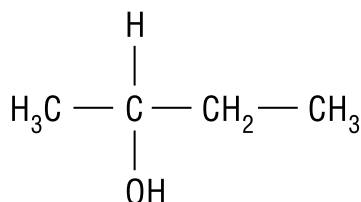


álcool n-butílico (primário)

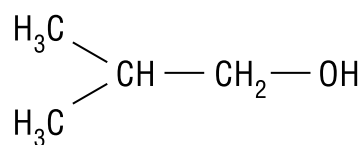
posição do
grupo -OH



álcool terciobutílico (terciário)

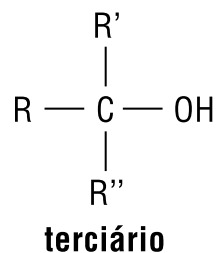
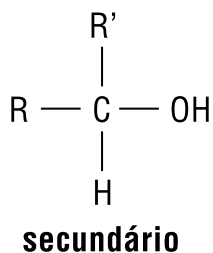
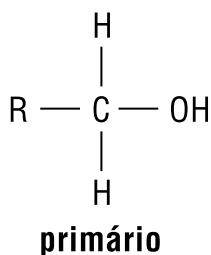


álcool secbutílico (secundário)



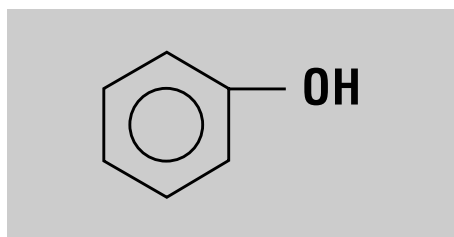
álcool isobutílico (primário)

Os álcoois podem ser classificados em primários, secundários e terciários dependendo do carbono ao qual o grupo -OH está ligado.



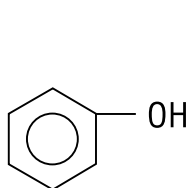
Fenóis

São derivados de hidrocarbonetos aromáticos. Um ou mais hidrogênios ao serem substituídos por grupos $-\text{OH}$ originam fenóis. O grupo funcional é:

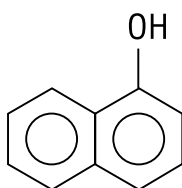


Nomenclatura IUPAC

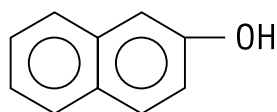
Os nomes são obtidos acrescentando-se o prefixo *hidróxi* ao nome do hidrocarboneto.



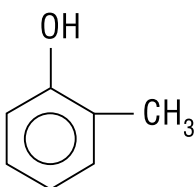
hidroxiбензо
(fenol comum)



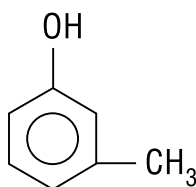
1-hidroxi-naftaleno
 \propto **naftol** (usual)



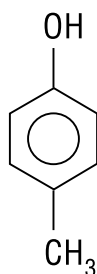
2-hidroxi-naftaleno
 β **naftol** (usual)



1-hidróxi-2-metilbenzeno
ou **orto-hidroximetilbenzeno** (usual)
ou **orto-hidroxitolueno** (usual)
ou **ortocresol** (usual)

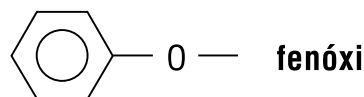
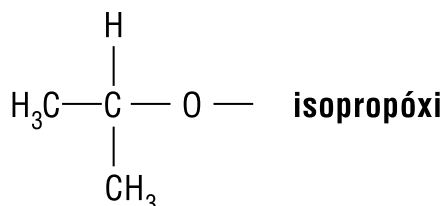
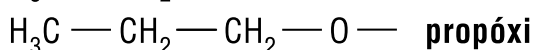
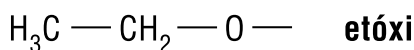
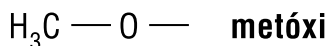


1-hidróxi-3-metilbenzeno
ou **meta-hidroximetilbenzeno** (usual)
ou **meta-hidroxitolueno** (usual)
ou **metacresol** (usual)



1-hidróxi-4-metilbenzeno
 ou **para-hidroximetilbenzeno** (usual)
 ou **para-hidroxitolueno** (usual)
 ou **paracresol** (usual)

Mais alguns grupos derivados de álcoois e fenóis

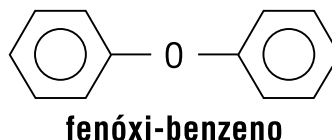
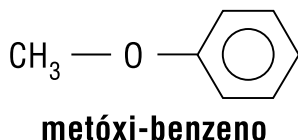
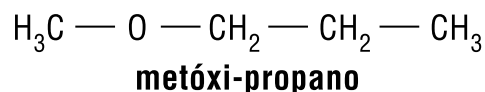
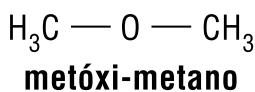
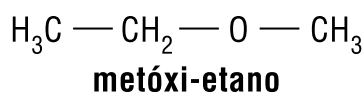


Éteres

Os éteres possuem o grupo funcional $-\text{O}-$ ao qual há pelo menos dois carbonos ligados.

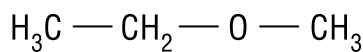
Nomenclatura IUPAC

Seus nomes são obtidos pelo nome do grupo que contém o átomo de oxigênio (lado menor da cadeia) anteposto ao nome da seqüência maior de carbonos.

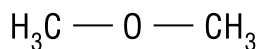


Nomenclatura usual

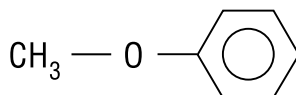
Usa-se a palavra éter mais os nomes dos dois grupos ligados ao oxigênio, em ordem de complexidade e a terminação *ico*.



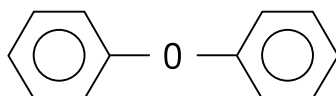
éter metil etílico



éter (di)metílico



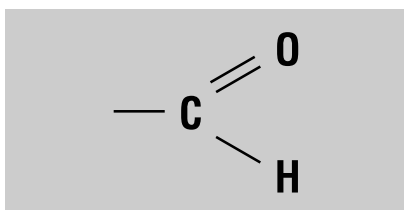
éter metil fenílico



éter (di)fenílico

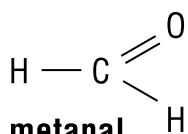
Aldeídos

São os compostos que apresentam o grupo funcional



Nomenclatura IUPAC

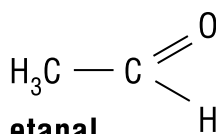
O sufixo o do hidrocarboneto de origem deve ser substituído por *al*. Exemplos:



metanal

ou **aldeído fórmico** (usual)

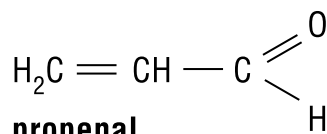
ou **formaldeído** (usual)



etanal

ou **aldeído acético** (usual)

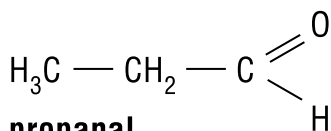
ou **acetaldeído** (usual)



propenal

ou **aldeído acrílico** (usual)

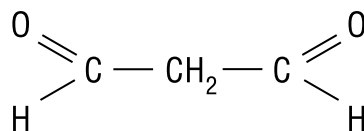
ou **acroleína** (usual)



propanal

ou **aldeído propiônico** (usual)

ou **propanaldeído** (usual)



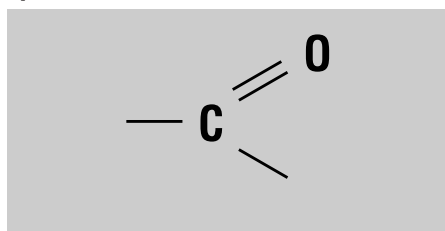
propanodial

ou **aldeído oxálico** (usual)

ou **glioxal** (usual)

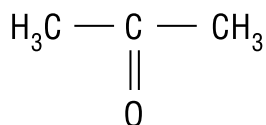
Cetonas

Apresentam o grupo funcional:

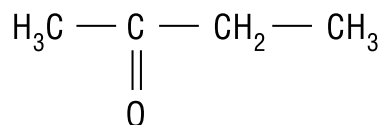


Nomenclatura IUPAC

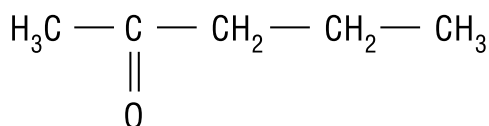
Utiliza-se a terminação *ona*. Exemplos:



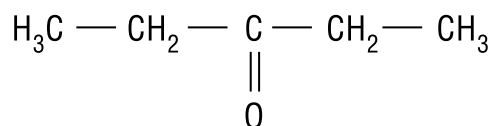
propanona
ou **dimetilcetona** (usual)
ou **acetona** (usual)



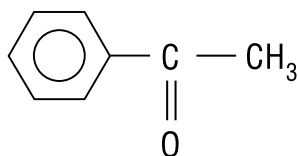
butanona
metiletilcetona (usual)



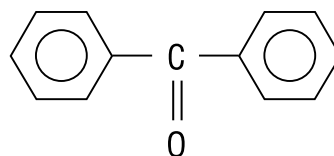
2-pentanona
metilpropilcetona (usual)



3-pentanona
dietilcetona (usual)



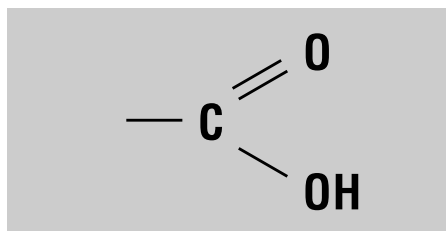
metilfenilcetona
acetofenona (usual)



difenilcetona
benzofenona (usual)

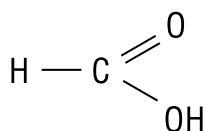
Ácidos carboxílicos

São compostos que possuem o grupo funcional:

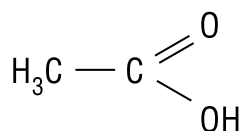


Nomenclatura IUPAC

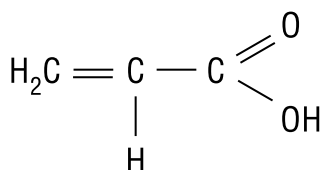
Utiliza-se a palavra *ácido* antes do nome da cadeia principal e o sufixo *óico*. Exemplos:



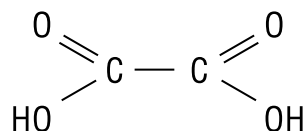
ácido metanóico
ácido fórmico (usual)



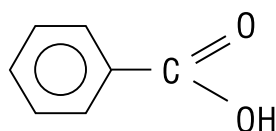
ácido etanóico
ácido acético (usual)



ácido propenóico
ácido acrílico (usual)



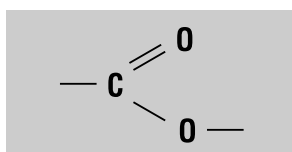
ácido etanodióico
ácido oxálico (usual)



ácido benzóico

Ésteres

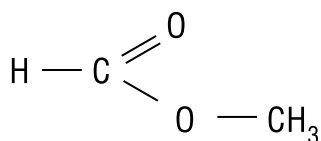
As essências de frutas são ésteres. Eles são caracterizados pelo grupo funcional:



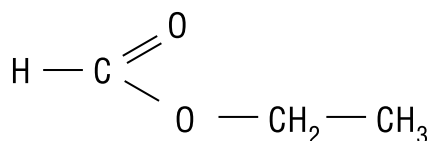
O hidrogênio ligado ao oxigênio do ácido carboxílico é substituído por grupos orgânicos.

Nomenclatura IUPAC

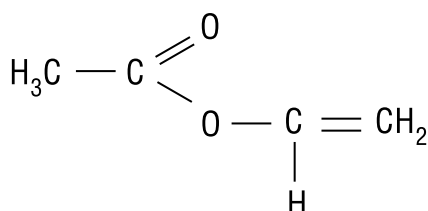
O nome do éster é formado pelo nome do ácido carboxílico de origem substituindo-se o *ico* por *ato*, mais o nome do grupo substituinte. Exemplos:



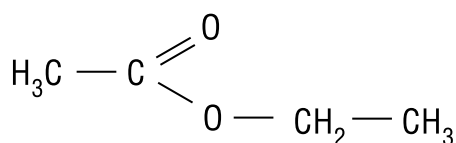
metanoato de metila
ou **formiato de metila** (usual)



metanoato de etila
ou **formiato de etila** (usual)



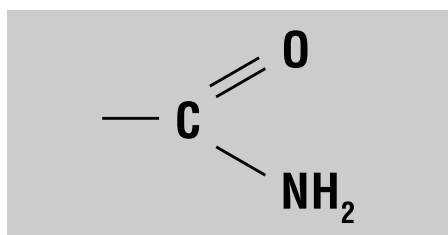
etanoato de vinila
ou **acetato de vinila** (usual)



etanoato de etila
ou **acetato de etila** (usual)
(essência de maçã)

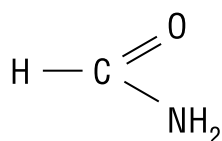
Amidas

As amidas primárias são derivadas de um ácido carboxílico pela substituição do H do grupo $-\text{OH}$ pelo grupo $-\text{NH}_2$. Portanto, seu grupo funcional é:

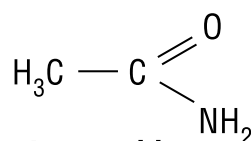


Nomenclatura IUPAC

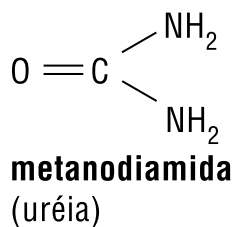
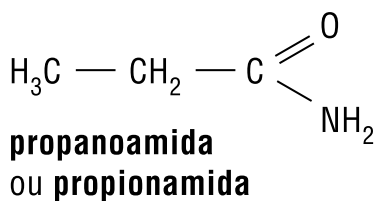
Substitui-se o *ico* do ácido de origem por *amida*. Exemplos:



metanoamida
ou **formamida**



etanoamida
ou **acetamida**

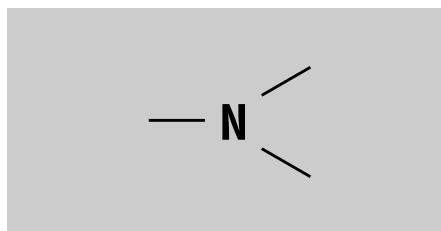


Substituindo-se os hidrogênios ligados ao nitrogênio temos as amidas secundárias e terciárias.

Aminas

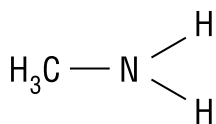
São derivadas da amônia, NH_3 , por substituição de um (amina primária), dois (secundária) ou três (terciária) hidrogênios.

Seu grupo funcional é, portanto:

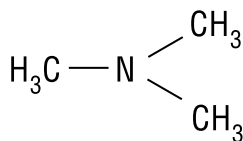


Nomenclatura IUPAC

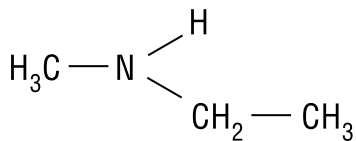
É dada pelos grupos substituintes dos hidrogênios, seguido do sufixo *amina*.



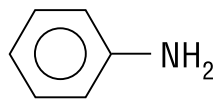
metilamina



trimetilamina



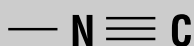
metiletilamina



fenilamina
(anilina)

Nitrilas

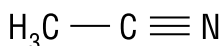
Apresentam o seguinte grupo funcional:



Nomenclatura IUPAC

Os nomes são dados pela adição do sufixo *nitrila*.

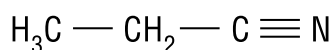
Exemplos:



etanonitrila

acetonitrila (usual)

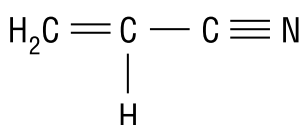
cianeto de metila (usual)



propanonitrila

propionitrila (usual)

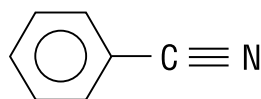
cianeto de etila (usual)



propenonitrila

acrilonitrila (usual)

cianeto de vinila (usual)

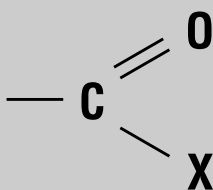


benzonitrila

cianeto de fenila (usual)

Haleto de ácido

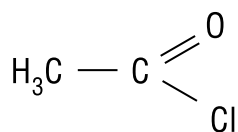
São derivados dos ácidos carboxílicos por substituição do grupo —OH por algum halogênio X (X = F, Cl, Br ou I). Seu grupo funcional pode ser assim representado:



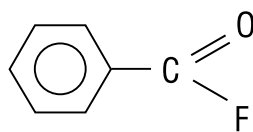
Nomenclatura IUPAC

O nome do haleto de ácido é dado pelo nome do íon do halogênio e a terminação *ila* para a cadeia principal em vez de *óico* como é a terminação do ácido carboxílico de origem.

Exemplos:



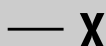
cloreto de etanoila
cloreto de acetila (usual)



fluoreto de benzoila

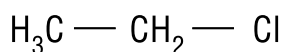
Haletos orgânicos

São derivados halogenados dos hidrocarbonetos. Os hidrogênios de um hidrocarboneto podem ser substituídos por F, Cl, Br e I. Representando o grupo funcional, temos

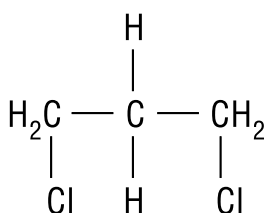


Nomenclatura IUPAC

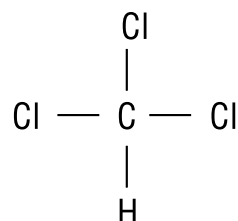
É obtida como se os halogênios fossem ramificações do hidrocarboneto. Os átomos dos halogênios não são considerados grupos funcionais para efeito de numeração da cadeia principal segundo as normas da IUPAC. Exemplos:



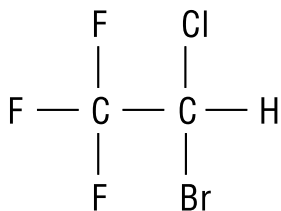
cloroetano
ou **cloreto de etila**



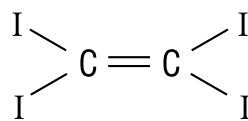
1,3-dicloropropano



triclorometano
(clorofórmio)



2-bromo-2-cloro-1,1,1-trifluoretano
(halotano-anestésico)



tetraiodoetileno

Compostos de função mista

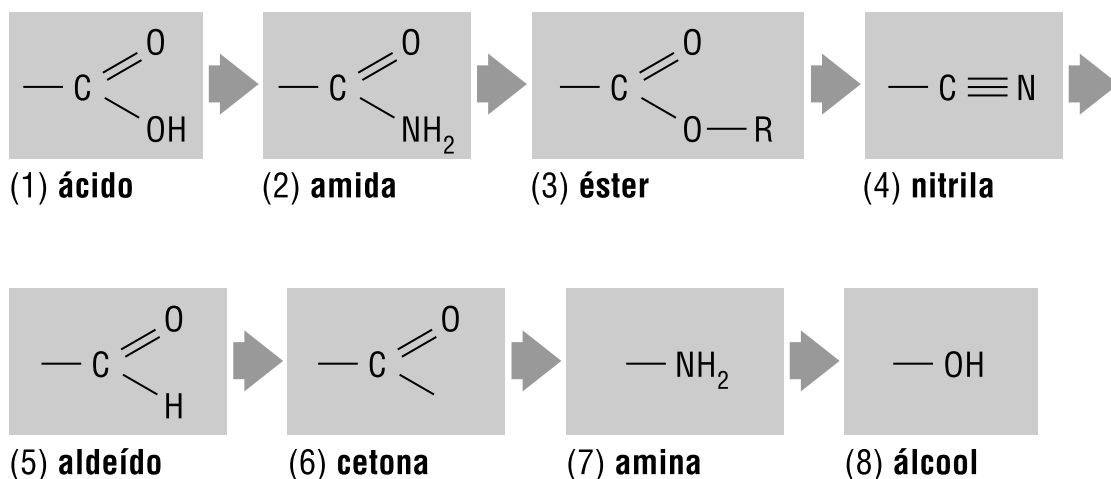
Apresentam grupos funcionais de mais de uma função.

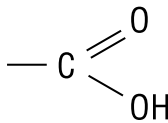
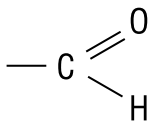
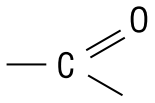
Nomenclatura IUPAC

Depende das funções presentes no composto.

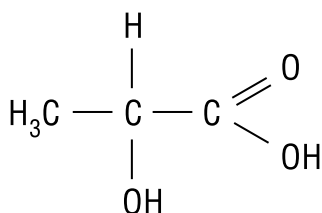
Nesses compostos, a nomenclatura IUPAC proíbe o uso de mais de um sufixo indicativo de função (ol, al, ona, oico etc.). Somente um dos grupos é indicado por sufixo; os demais são indicados por prefixos.

A IUPAC estabeleceu a seguinte ordem de preferência na escolha do grupo funcional, que deve ser indicado por sufixo no nome do composto de função mista:

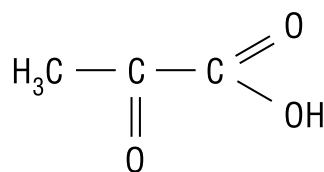


PREFIXOS IUPAC			
GRUPO FUNCIONAL	PREFIXO	GRUPO FUNCIONAL	PREFIXO
— OH	hidróxi		carbóxi
	oxo, formil	— O —	alcóxi, aróxi
	oxo	— NH ₂	amino
		— C ≡ N	ciano

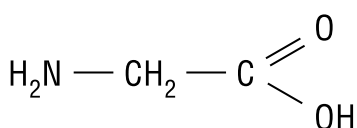
Exemplos:



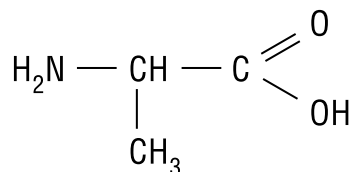
ácido-2-hidróxi-propanóico
ácido láctico (usual)



ácido-2-oxo-propanóico
ácido pirúvico (usual)



ácido aminoacético
ou **glicina** (aminoácido)

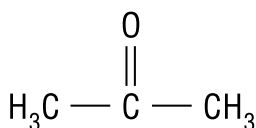


ácido 2-aminopropiônico
ou **alanina** (aminoácido)

AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

- Qual é a fórmula estrutural de:
 - 1,2-etanodiol?
 - álcool alílico?
 - álcool benzílico?
- Dê os nomes IUPAC dos componentes:
 - éter etílico
 - éter fenílico
 - éter metilfenílico
 - éter metilvinílico
- (Unicamp-SP) A substância 2-propanona, cuja fórmula está esquematizada a seguir, pode ser chamada simplesmente de propanona, já que não existe um composto com o nome 1-propanona. Explique por quê.



4. Escreva as fórmulas estruturais dos seguintes compostos:

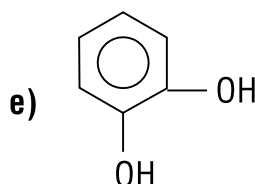
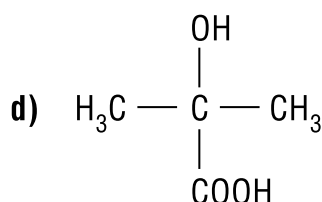
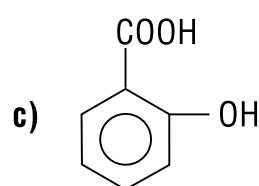
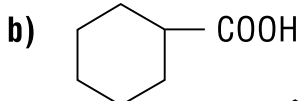
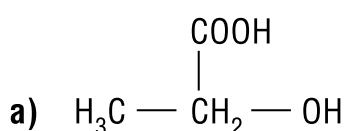
a) propinal

c) ciclobutanona

b) sec-butil isopropilcetona

d) 2,4-dimetil-3-pentanona

5. (UCS-RS) O ácido 2-hidroxibenzenocarboxílico é também conhecido como ácido salicílico ou como ácido ortohidroxibenzoico. Esse e seus derivados constituem importantes compostos medicinais. É utilizado como anti-séptico (cura de frieiras) e na eliminação de calosidades; internamente é usado como analgésico (contra dores e resfriados), antipirético (baixa a febre) e anti-reumático. Sua fórmula é:



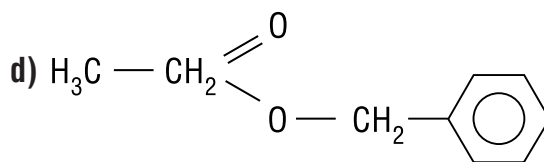
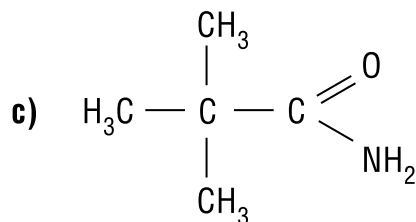
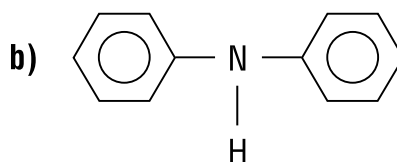
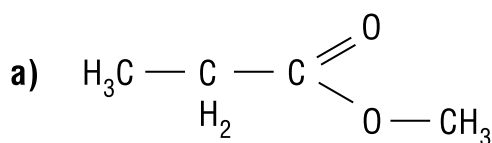
6. Dê as fórmulas estruturais do:

a) ácido butanodióico

b) ácido butenodióico

c) ácido benzoico

7. Dê os nomes (IUPAC) dos compostos:



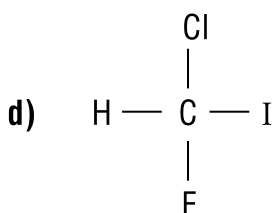
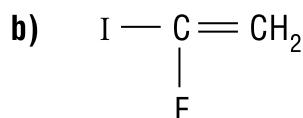
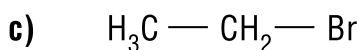
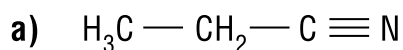
8. Dê as fórmulas:

a) propenamida

b) benzildifenilamina

c) etanoato de terciobutila

9. Dê os nomes dos compostos:



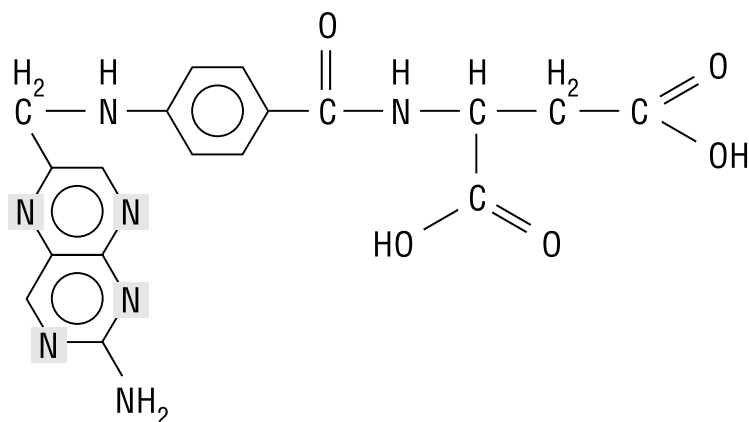
10. Dê as fórmulas estruturais:

a) tetraclorometano

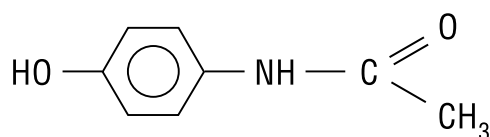
b) fluoreto de etanoila

c) etanonitrila

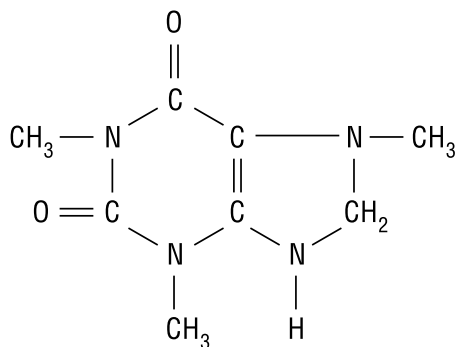
11. Indique os grupos funcionais presentes no ácido fólico.



12. Indique as funções presentes no Paracetamol (analgésico).



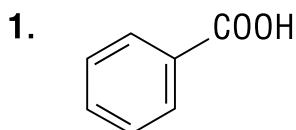
13. (Ufop-MG) Sobre a cafeína, estimulante encontrado no café, representada pela estrutura a seguir:



É correto afirmar que:

- a) Apresenta somente carbonos primários.
- b) Existem três ligações sigma e três pi.
- c) Contém quatro carbonos com hibridização sp^2 .
- d) Apresenta seis heteroátomos.
- e) Existem três carbonos com hibridização sp^3 .

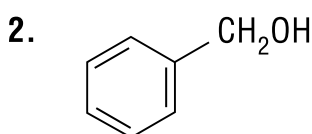
14. (Esal-MG) Correlacionando a segunda coluna com a primeira, a ordem correta é



() **benzaldeído**

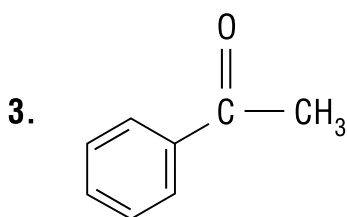
() **benzilamina**

() **acetofenona**



() **ácido benzóico**

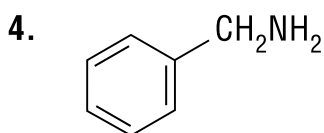
() **álcool benzílico**



a) 1, 2, 5, 4, 3.

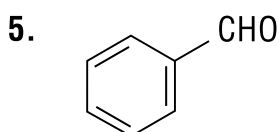
b) 5, 4, 2, 1, 3.

c) 5, 4, 3, 2, 1.

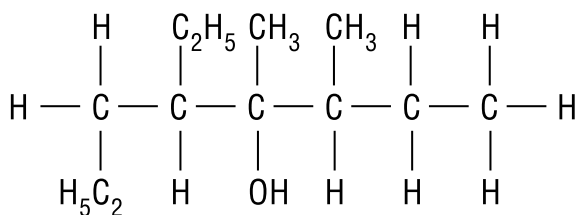


d) 4, 3, 2, 1, 5.

e) 5, 4, 3, 1, 2.

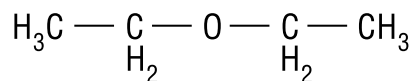


15. (URRG-RS) Observe a fórmula do composto:



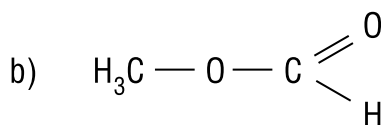
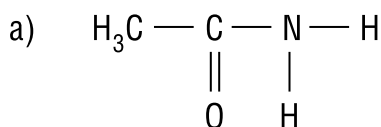
Identifique a função a qual pertence o composto. Dê o nome do composto.

- 16.** (ESPM-SP) Abaixo temos a fórmula estrutural plana do éter comum, muito utilizado em campos de futebol para aliviar dores de contusão:



Qual é o nome oficial (IUPAC) do composto orgânico?

- 17.** (Vunesp) Escreva os nomes e as funções orgânicas das substâncias de fórmulas:



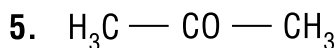
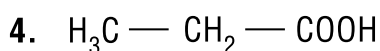
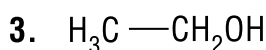
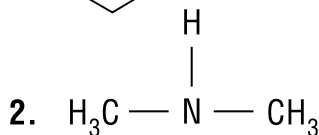
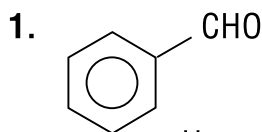
- 18.** (Vunesp) Considere os radicais etila e fenila.

a) Escreva as fórmulas estruturais de compostos pertencentes às funções:

I. amina II. éter III. cetona

b) Escreva os nomes dos compostos.

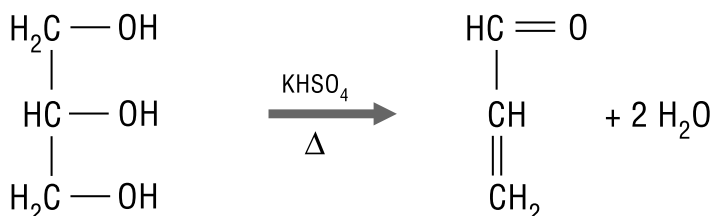
- 19.** (FMU-SP) Associe as estruturas moleculares com as respectivas funções:



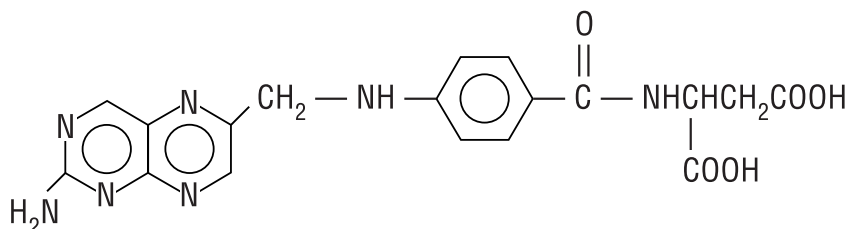
- I.** Éter.
II. Cetona.
III. Amina.
IV. Ácido carboxílico.
V. Aldeído.
VI. Alcool.

- a) 1-VI, 2-II, 3-IV, 4-V, 5-I, 6-III.
b) 1-II, 2-V, 3-IV, 4-VI, 5-III, 6-I.
c) 1-V, 2-III, 3-IV, 4-I, 5-II, 6-VI.
d) 1-V, 2-III, 3-VI, 4-IV, 5-II, 6-I.
e) 1-IV, 2-II, 3-III, 4-I, 5-IV, 6-VI.

- 20.** (Unisinos-RS) A glicerina também chamada 1,2,3-propanotriol, é a base de todas as substâncias graxas utilizadas em saboneteira. É um líquido denso, de tato azeitoso, sabor doce e ávido de água, que, por aquecimento, em presença de catalisador, além de água produz um composto conhecido como acroleína, conforme equação:



- a) propeno c) propenal. e) butanona.
 b) propanol. d) propanona.
- 21.** (Unicamp) A melhoria da qualidade de vida não passa somente pela necessidade de bem alimentar a população ou pelas facilidades de produção de novos materiais. A questão da saúde também tem sido uma preocupação constante da ciência. A sulfa (p-amino benzeno sulfonamida), testada como medicamento pela primeira vez em 1935, representou, e ainda representa, uma etapa muito importante no combate às infecções bacterianas. A molécula da sulfa é estruturalmente semelhante a uma parte do ácido fólico, uma substância essencial para o crescimento de bactérias. Devido a essa semelhança, a síntese do ácido fólico fica prejudicada na presença da sulfa, ficando também comprometido o crescimento da cultura bacteriana.
- a) Escreva a fórmula estrutural e a fórmula molecular da sulfa, dado que o grupo sulfonamida é $-\text{SO}_2\text{NH}_2$.
 A estrutura do ácido fólico é:



- b) Escreva a fórmula estrutural da parte da molécula do ácido fólico que é estruturalmente semelhante à molécula da sulfa.

Polímeros

Polímeros são compostos obtidos por reações que unem muitas moléculas iguais ou diferentes entre si e de forma repetida, por isso, apresentam longas cadeias. A parte do polímero que se repete é chamada monômero e a reação que as une é conhecida como polimerização.

A produção de fios

Quando aquecidos, alguns polímeros se tornam líquidos viscosos que podem ser espremidos em fiandeiras – máquinas cheias de microfuros e parecidas com aquela de fazer macarrão. Ainda quentes, os fios dos polímeros que saem desses furos são esticados para fazer as moléculas se ordenarem mais precisamente.

Como são constituídos de macromoléculas altamente complexas e receptivas a novos encadeamentos com outras substâncias enquanto estão quentes ou durante as reações químicas que as constituem, os polímeros têxteis permitem a adição de novas qualidades, numa assombrosa variedade de combinações de substâncias que promete muitas novidades para o futuro. Atualmente, as grandes indústrias químicas do mundo contam com muitas equipes de cientistas empenhadas em testar bilhões de combinações possíveis, num leque que se abre cada vez mais. Além de pigmentos que conferem cores às fibras sintéticas, outras

qualidades lhes são acrescentadas por meio de pequenas doses de diversas substâncias químicas.

Antigamente as pessoas reclamavam dos tecidos sintéticos justamente porque eles eram mais ordenados do que as fibras naturais. Enquanto o algodão, por exemplo, é formado por grandes cadeias de macromoléculas desordenadas, que se encaixam apontando para várias direções, os primeiros tecidos sintéticos ofereciam a desvantagem de ter suas moléculas ordenadas numa só direção. Por isso o algodão tinha mais porosidade, permitindo a evaporação do suor através dos intervalos desordenados de suas moléculas, o que não acontecia com as primeiras fibras sintéticas, que “abafavam” o suor no corpo, favorecendo as alergias e a reação de microorganismos que irritam a pele.

Uma das soluções foi combinar fibras sintéticas com as naturais, aumentando a porosidade do produto. Mas depois as próprias fibras sintéticas foram sendo aperfeiçoadas e hoje ultrapassam as naturais em termos de qualidades, porque novas características lhes foram sendo conferidas. É o caso da fibra Trevira, produzida pela Hoechst, empresa fundada na Alemanha, em 1863, e uma das maiores fornecedoras mundiais de matérias-primas químicas.

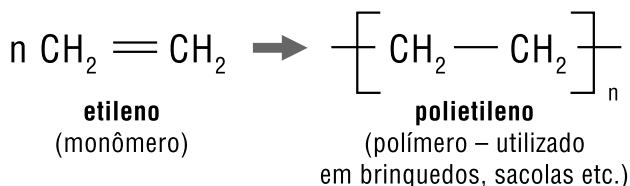
(...)

Como aconteceu com os plásticos, os tecidos sintéticos têm ajudado a preservar a natureza, pois utilizam como matéria-prima uma pequena quantidade de petróleo. Com apenas 2% do petróleo extraído do mundo é possível vestir toda a população do planeta, pois 2 quilos de pasta de poliéster produzem um fio que poderia dar a volta à Terra mais de uma vez. Com 75 gramas de poliéster é possível produzir 10 mil metros de fio composto com a união de 30 fibras microscópicas. Este é um dos frutos do engenho do homem, que utiliza a tecnologia em vez da natureza, permitindo que ela possa ser propriedade de toda a espécie humana.



Uma das formas de classificação refere-se ao tipo de reação envolvida na sua fabricação. Assim, temos:

Polímeros de adição

São formados por reações de adição de pequenas moléculas (monômero) entre si, geralmente insaturadas, cujas ligações duplas e triplas são rompidas. Por exemplo:



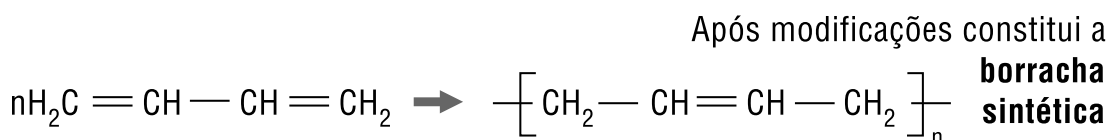
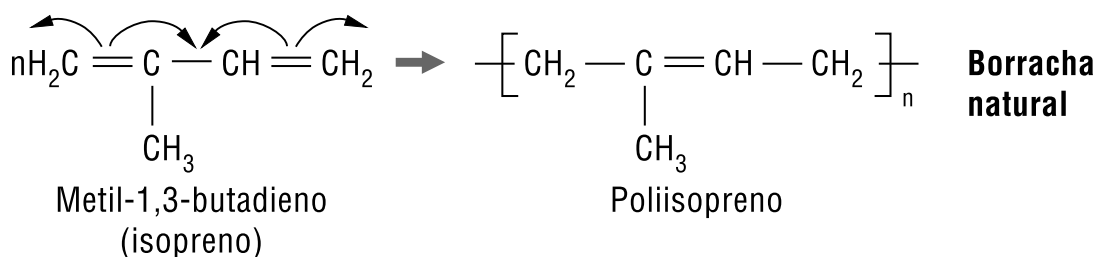
Veja outros exemplos de polímeros de adição comumente utilizados:

Monômero	Polímero	Algumas aplicações
$\text{F}_2\text{C} = \text{CF}_2$ Tetrafluoretileno	$\left[\text{CF}_2 - \text{CF}_2 \right]_n$ Teflon (politetrafluoretileno)	Revestimentos de painéis e frigideiras, veda-rosca usado por encanadores.
$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}$ CH ₃ Propileno	$\left[\text{CH}_2 - \text{CH} \right]_n$ CH ₃ Polipropileno	Pára-choques de automóvel, peças moldadas, tapetes.
$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}$  Estireno	$\left[\text{CH}_2 - \text{CH} \right]_n$  Poliestireno (isopor)	Bóias, isolantes térmicos.
$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}$ Cl Cloreto de vinila	$\left[\text{CH}_2 - \text{CH} \right]_n$ Cl PVC (policloreto de vinila)	Tubos para encanamento, isolantes elétricos, pisos plásticos, garrafas plásticas.
$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}$ O C = O CH ₃ Acetato de vinila	$\left[\text{CH}_2 - \text{CH} \right]_n$ O C = O CH ₃ PVA (poli-acetato de vinila)	Tintas, gomas de mascar, adesivos.

$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} = \text{CH} \\ \\ \text{CN} \end{array}$ <p>Acrilonitrila</p>	$\left[\text{CH}_2 - \underset{\text{CN}}{\text{CH}} \right]_n$ <p>Orlon (poliacrilonitrila)</p>	<p>Fibras têxteis para cobertores, mantas, tapetes e carpetes.</p>
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_2\text{C} = \text{C} \\ \\ \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{O} - \text{CH}_3 \end{array}$ <p>Metacrilato de metila</p>	$\left[\text{CH}_2 - \underset{\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{O} - \text{CH}_3 \end{array}}{\text{C}} \right]_n$ <p>Plexiglass</p>	<p>Artigos moldados, janelas transparentes, globos para lâmpadas.</p>

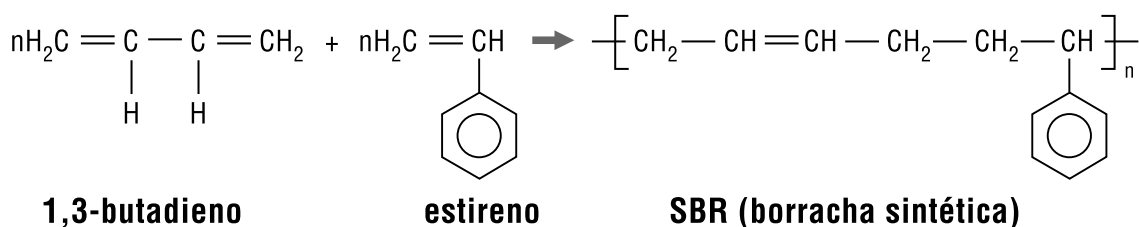
Elastômeros

São polímeros que possuem propriedades semelhantes às da borracha natural, isto é, possuem elasticidade. Veja alguns exemplos e suas aplicações:



Copolímeros

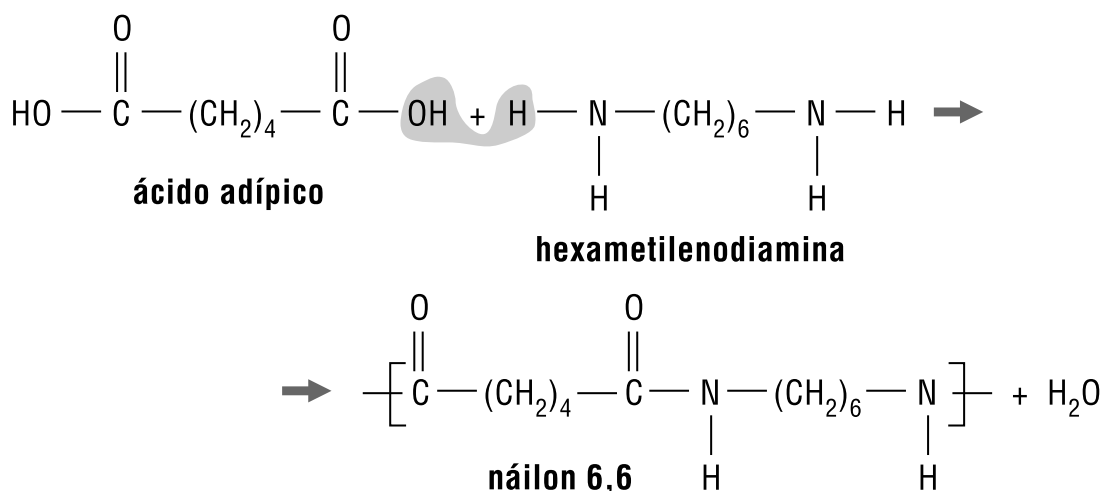
São formados pela reação de monômeros diferentes. Por exemplo, a união entre os monômeros 1,3-butadieno e o estireno constitui a borracha sintética de maior aplicação.



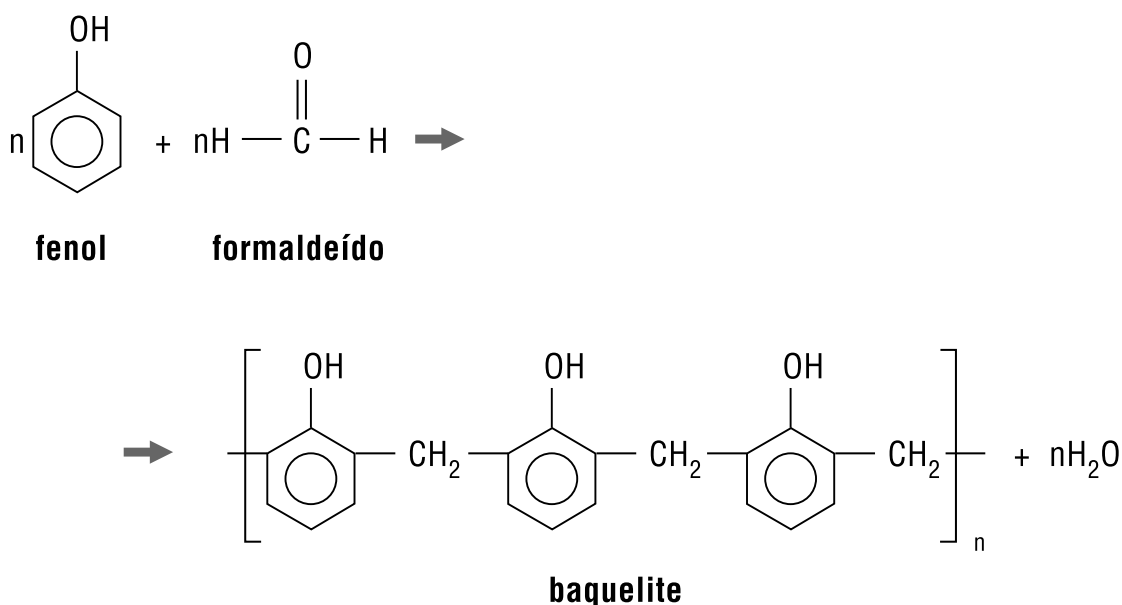
Polímeros de condensação

Sua produção envolve reações de eliminação, na maioria das vezes, de água. É o que ocorre na fabricação do náilon, baquelite, poliéster e das poliuretanas (espumas).

O náilon é obtido por uma reação de condensação (eliminação) que ocorre entre o ácido adípico e a hexametilenodiamina. Veja:

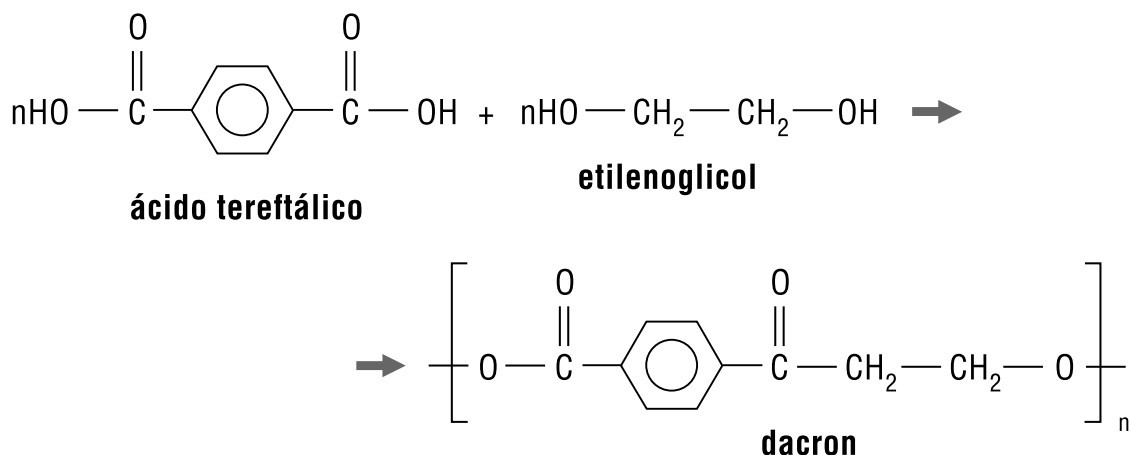


A **baquelite** é um material muito resistente a impactos e variação de temperatura, por isso é muito utilizada em materiais elétricos, cabos de painéis e fórmica. Ela é obtida como produto da reação entre o fenol e o formaldeído.



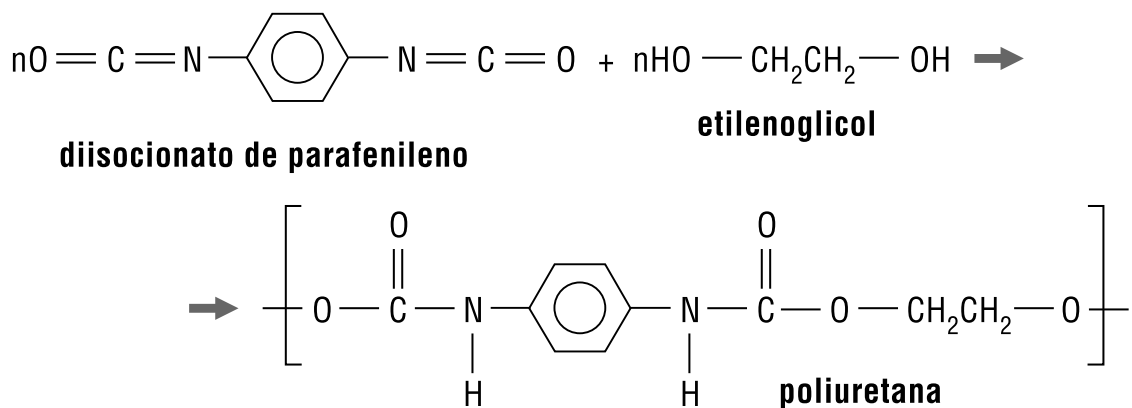
Os **poliésteres** são resistentes à corrosão dos ácidos e bases e, por isso, servem para fabricar tecidos de capas de chuva e guar-

da-chuvas, velas para barcos (Dacron) e roupas (Tergal). São ainda utilizados em varas de pesca e engrenagens. Veja como se obtém o dacron, um tipo de poliéster:



As **poliuretanas** são utilizadas na fabricação de colchões e travesseiros bem como de embalagens e isolantes acústicos e térmicos. A sua fabricação envolve reações que eliminam gases, o que proporciona a formação de bolinhas de ar em seu interior. Isso é o que confere maciez ao material e ao mesmo tempo resistência aos choques mecânicos.

Exemplo:

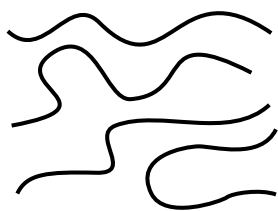


Polímeros termofixos e termoplásticos

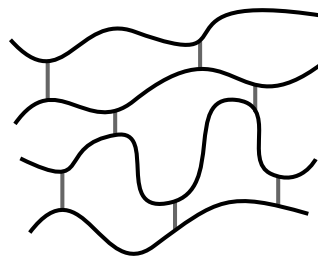
A palavra plástico indica capacidade de moldar um material. Há polímeros que, ao serem aquecidos, podem tomar formas sem perder suas propriedades, sendo dessa forma termoplásticas. É o que ocorre com o polietileno, PVC, PVA e polipropileno. Outros, no entanto, perdem suas propriedades originais e começam a se

decompor quando aquecidos, como a borracha, a fórmica e as poliuretanas, que são termofixas. Sua modelagem se torna impossível.

Veja o esquema a seguir:



Polímeros termoplásticos apresentam cadeias independentes (estrutura linear).



Polímeros termofixos apresentam cadeias com ligações entre si (estrutura tridimensional).

AVALIE SEUS CONHECIMENTOS

EXERCÍCIOS

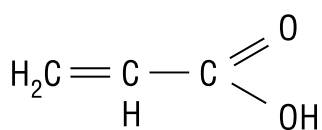
1. Indique as funções dos monômeros dos seguintes polímeros:
 - a) polipropileno
 - b) isopor
 - c) orlon
 - d) SBR
2. Qual é a diferença entre um polímero normal e um copolímero?
3. Neopreno é uma borracha sintética mais resistente ao calor que a borracha natural. Seu monômero é o cloropreno. Considerando que é um polímero de adição, escreva a equação de polimerização.
4. Um aluno fez uma experiência aquecendo um tubo plástico (desses usados em encanamentos residenciais) sobre a chama do fogão e, após algum tempo, verificou que ele podia ser dobrado sem esforço. Uma vez resfriado, permaneceu com o novo formato, voltando a “endurecer”.
 - a) Qual é o nome do material (polímero) presente no tubo?
 - b) Escreva a equação que permite obter esse material a partir do reagente adequado.
 - c) Você classificaria esse material como polímero termofixo ou termoplástico?
5. O cabo de muitas panelas é feito de baquelite. Quando uma dona de casa deixa, por descuido, o cabo da panela sobre a chama do fogão, ele não amolece, mas passa a exalar um “cheiro de queimado”. A baquelite é um polímero termofixo ou termoplástico? Por quê?

6. (Med. Santa Casa-SP) A vulcanização da borracha baseia-se na reação do látex natural com quantidades controladas de:
- a) chumbo. c) ozônio. e) parafina.
b) enxofre. d) magnésio.
7. (Fuvest-SP) Completa-se adequadamente a tabela a seguir se A, B e C forem, respectivamente:

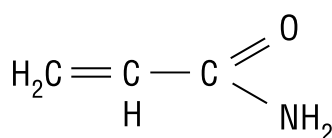
Fórmula do monômero	Nome do polímero	Uso
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$	A	sacos plásticos
B	policloreto de vinila	capas de chuva
$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}=\text{CH} \\ \\ \text{CN} \end{array}$	poliacrilonitrila	C

- a) polietileno; $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{Cl}$ e tubulações.
b) polietileno; $\text{H}_2\text{C}=\text{CHCl}$ e roupas.
c) poliestireno; $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2\text{Cl}$ e tomadas elétricas.
d) poliestireno; $\text{C}_6\text{C}_5-\text{CH}=\text{CH}_2$ e roupas.
e) polipropileno; $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{Cl}$ e tomadas elétricas.
8. (Vunesp-SP) Plásticos constituem uma classe de materiais que confere conforto ao homem moderno. Do ponto de vista da Química, os plásticos e suas unidades constituintes são, respectivamente:
- a) hidrocarbonetos; peptídios. d) polímeros; proteínas.
b) polímeros; monômeros. e) proteínas; aminoácidos.
c) macromoléculas; ácidos graxos.
9. (Vunesp-SP) Reações de desidratação de álcoois, oxidação de aldeídos e poliadicação do cloroeteno dão origem, respectivamente a:
- a) alcenos, ácidos carboxílicos e PVC.
b) alcanos, fenóis e poliamidas.
c) alcinos, aminas e dióis.
d) éteres, cetonas e baquelite.
e) ácidos carboxílicos, álcoois e proteínas.
10. (Med. Santa Casa-SP) O PVC (cloreto de polivinila) é um polímero muito utilizado nas indústrias de plásticos e derivados. O monômero que origina o polímero PVC apresenta a massa molecular de:
- a) 131,5 b) 98,0 c) 62,5 d) 54,5 e) 50,5

- 11.** O polímero presente na cola “superbonder”, o policianoacrilato de metila, vem sendo testado para fechar cortes cirúrgicos. Enquanto isso não se confirma, os médicos vêm utilizando um outro polímero biodegradável, a poliacrilamida, na forma de um fio cirúrgico usado para dar os pontos que fecham os cortes resultantes de uma operação. Após um período de aproximadamente 15 dias, o corte já está cicatrizado e o organismo já absorveu os pontos da cirurgia, que não precisam mais ser retirados, num procedimento incômodo e às vezes doloroso. O monômero da poliacrilamida é um derivado do ácido acrílico. Dadas as fórmulas estruturais do ácido acrílico e do monômero da poliacrilamida, responda:

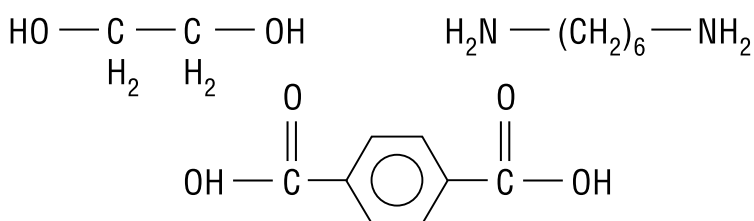


ácido acrílico



monômero da
poliacrilamida

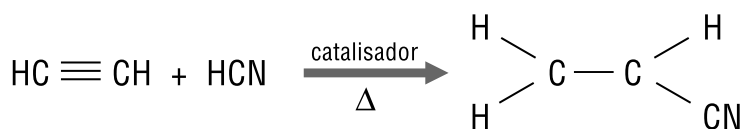
- Quais os nomes oficiais desses compostos?
 - Qual a equação que representa a reação de polimerização da poliacrilamida?
- 12.** (Vunesp-SP) O dacron, um polímero utilizado em fitas magnéticas, é sintetizado pela reação entre o ácido 1,4-benzenodióico e o 1,2-etanodiol, com eliminação de água.
- Escreva a equação que representa a reação de uma molécula do ácido com uma molécula do diol. Utilize fórmulas estruturais.
 - A que função orgânica pertence o dacron?
- 13.** (Vunesp-SP) Os monômeros de fórmulas estruturais esquematizadas a seguir são utilizados na obtenção de importantes polímeros sintéticos.



Escreva a unidade de repetição dos polímeros formados por reações de condensação (com eliminação de água) entre:

- a) ácido dicarboxílico e diol. b) ácido dicarboxílico e diamina.

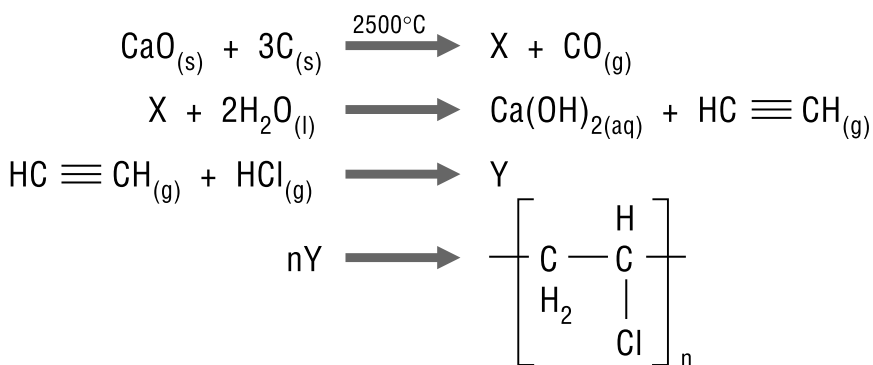
- 14.** (Fuvest-SP) Cianeto de vinila pode ser produzido como equacionado abaixo:



Analogamente, o ácido acético pode ser adicionado ao acetileno, produzindo um composto insaturado. A polimerização deste último produz o polímero poliacetato de vinila.

- a) Escreva a fórmula estrutural do produto de adição do ácido acético ao acetileno.
b) Dê a fórmula estrutural da unidade que se repete na cadeia do poliacetato de vinila.

- 15.** (Fuvest-SP) A seqüência de reações abaixo mostra a formação de cloreto de polivinila, PVC.



Analogamente, o ácido acético pode ser adicionado ao acetileno, produzindo um composto insaturado. A polimerização deste último produz o polímero poliacetato de vinila.

- a) Dê as fórmulas moleculares dos compostos X e Y.
b) Explique qual das reações corresponde a uma adição.
c) Supondo que a etapa de polimerização ocorra com rendimento de 100% e as demais, 50%, calcule a massa de PVC que se forma a partir de 1 mol de CaO. Admita que os demais reagentes estejam em excesso.