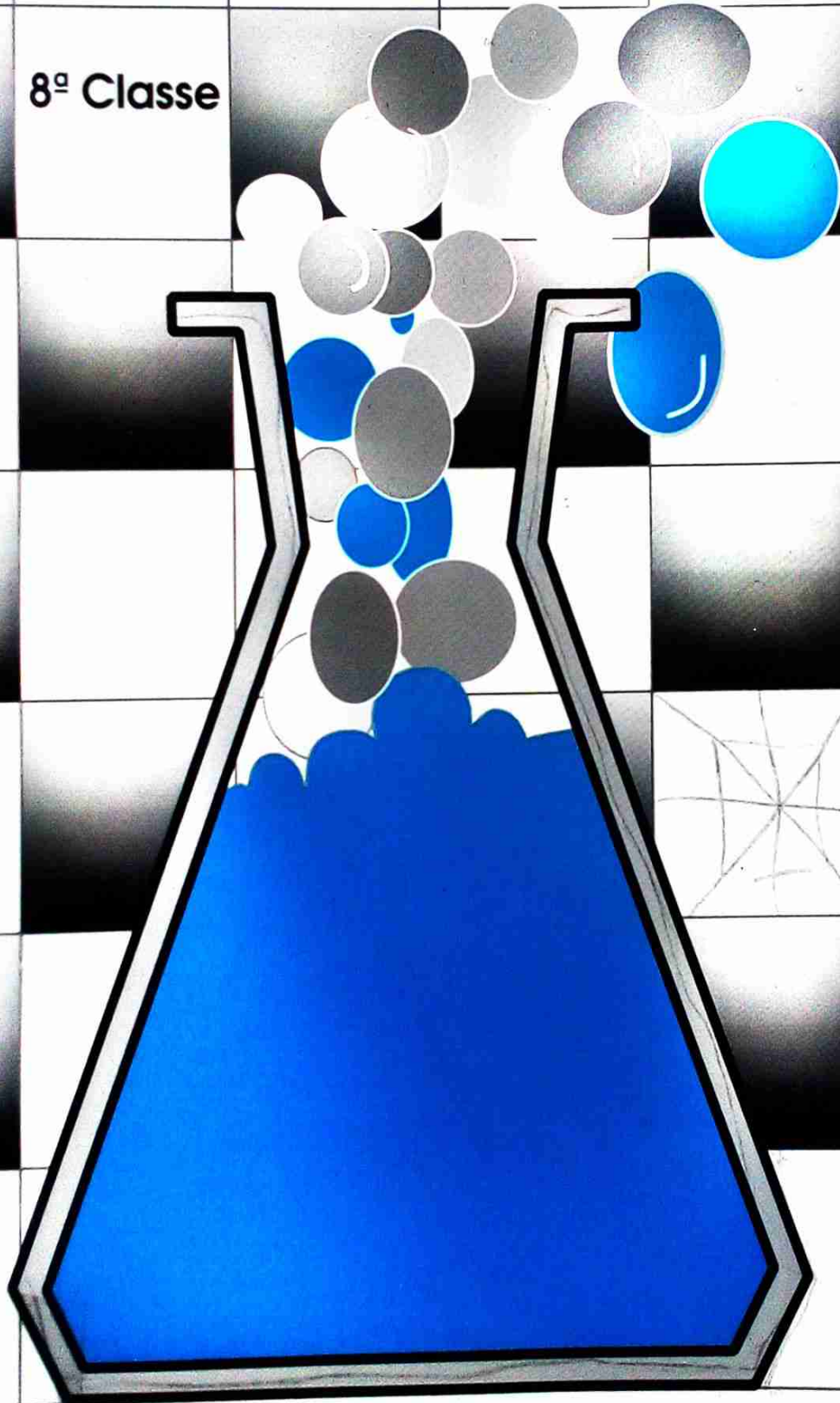


Manuela Faria, Felismino Tocoli e Carlos Riquixo

# Química

8<sup>a</sup> Classe



FM

 Diname

# Química

8ª Classe

R.E. OF



## INTRODUÇÃO

Muitos processos que ocorrem na natureza há já milhares de anos, são processos químicos. Por exemplo as mangas meio maduras têm gosto azedo, em poucos dias, a cor muda, o fruto torna-se doce, carregado de açúcares naturais e saboroso. O calor do fogo faz com que, por exemplo, a carne ou o peixe não apodreçam. O homem produz adubos, insecticidas, medicamentos, bebidas alcoólicas como, cerveja, aguardente, vinho, etc. através de processos químicos.

A química hoje em dia, alimenta-nos, cura-nos, veste-nos com tecidos mais bonitos e resistentes, torna a nossa vida mais sá, conontribui para o nosso conforto, assegura a subsistência de milhares de pessoas.

Quem não tem conhecimento de química torna-lhe difícil perceber que a química e o desenvolvimento da química trás muitos benefícios ao homem.

É importante que o homem aceite que a Química lhe traga benefícios e não a utilize para fins maus.

É necessário evitar que se crie a imagem de que a poluição e uma série de catástrofes do meio ambiente devem-se à ciência Química.

A Química está na base de tudo e nada lhe escapa. Ela é ao mesmo tempo um conhecimento teórico e prático, diz respeito a nossa vida quotidiana.

*A química é vida, estamos certos que, se ela não existisse teria que ser inventada.*

# CAPÍTULO I

## **Conceitos iniciais**

## CONCEITOS INICIAIS

### Química, uma Ciência Natural

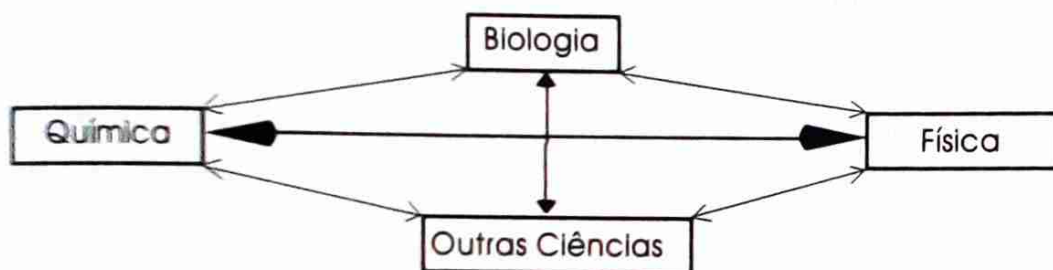
#### Relação da Química com outras Ciências

A ciência química estuda um ramo especial da natureza: as substâncias e as suas transformações. Ela é uma ciência natural, tal como a Física e a Biologia.

A Física estuda os processos que não transformam as substâncias, mas que apenas mudam o estado, a forma e o lugar dos corpos.

A Biologia, dedica-se ao estudo dos seres vivos, os quais são constituídos por substâncias. É por isso mesmo que os conhecimentos da química e da física são necessários na biologia.

O esquema abaixo, mostra a interdisciplinaridade da química, física, biologia e outras ciências.



Um aspecto que é preciso também levar em conta neste sentido, são os progressos registados ultimamente no campo da investigação e, nomeadamente, da miniaturização das técnicas e do envolvimento quase sistemático da concepção assistida por computador. Estes progressos levaram os químicos a actuar de forma mais racional nos seus trabalhos de investigação.

A Química é uma ciência que estuda as substâncias e as suas transformações.

#### Substância Química - Transformação de Substância Química

##### Corpo e substância

Nas aulas de Física define-se corpo como uma porção limitada de matéria. Essas porções limitadas de matéria que, pela sua forma especial se prestam a um determinado uso, chamam-se objectos.

Deste modo, pode-se afirmar que o papel é matéria. Um pedaço qualquer de papel constitui um corpo. Um livro constitui um objecto.

Todos os corpos têm um volume, uma massa, mudam de forma e podem realizar movimentos.

Os corpos podem ser constituídos apenas por uma substância, ou por várias substâncias. Uma esfera de aço, é constituída por uma substância, o aço. Um carro é constituído por várias substâncias: aço, borracha, vidro, etc. As fábricas produzem corpos a partir de substâncias como, madeira, plástico, vidro, metal, etc.

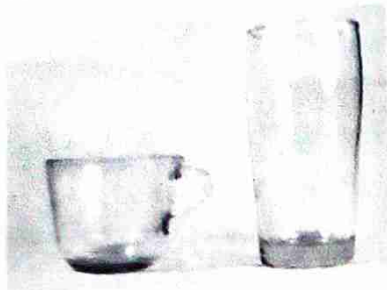


Fig. 1 - Corpos diferentes e de mesma substância

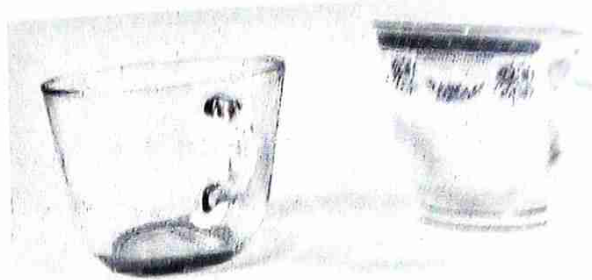


Fig. 2 - Corpos iguais de substâncias diferentes.

Matéria é tudo aquilo que tem massa e ocupa lugar no espaço.  
Corpo é uma porção limitada de matéria.  
Substância é a qualidade de matéria que compõe os corpos.

A química dedica-se ao estudo das substâncias e às suas transformações. As transformações das substâncias são acompanhadas de variações das propriedades, as quais podem ser observadas directamente ou determinadas experimentalmente.

Por exemplo, quando um prego de ferro exposto à humidade cobre-se de ferrugem vermelho-acastanhada, significa que, a substância ferro, transforma-se. Esta transformação é acompanhada da variação de uma propriedade, o surgimento da cor vermelho-acastanhada.

### Propriedades das substâncias

Cada substância química é caracterizada pelas suas propriedades específicas que são:

- Ponto de fusão
- Ponto de ebulição
- Densidade
- Solubilidade em água
- Estado de agregação
- Cor
- Dureza, combustibilidade, cheiro

### Combustibilidade; cheiro; cor

Nas experiências seguintes descreve-se um processo laboratorial para determinação de algumas propriedades das substâncias.

#### Experiência:

- Enxofre
- Giz em pó
- Álcool
- Colher de combustão

Os corpos podem ser constituídos apenas por uma substância, ou por várias substâncias. Uma esfera de aço, é constituída por uma substância, o aço. Um carro é constituído por várias substâncias: aço, borracha, vidro, etc. As fábricas produzem corpos a partir de substâncias como madeira, plástico, vidro, metal, etc.

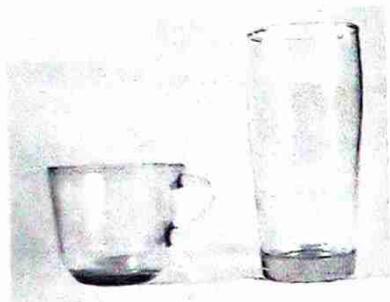


Fig. 1 - Corpos diferentes e de mesma substância

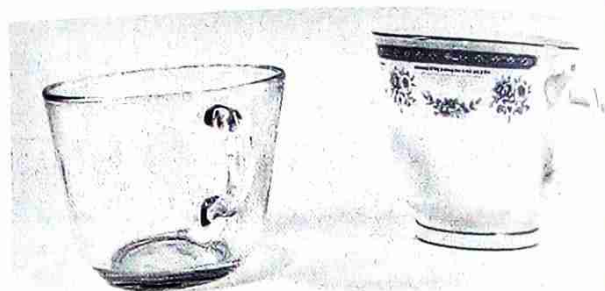


Fig. 2 - Corpos iguais de substâncias diferentes

Matéria é tudo aquilo que tem massa e ocupa lugar no espaço.  
Corpo é uma porção limitada de matéria.  
Substância é a qualidade de matéria que compõe os corpos.

A química dedica-se ao estudo das substâncias e às suas transformações. As transformações das substâncias são acompanhadas de variação das propriedades, as quais podem ser observadas directamente ou determinadas experimentalmente.

Por exemplo, quando um prego de ferro exposto à humidade cobre-se de ferrugem vermelho-acastanhada, significa que, a substância ferro, transforma-se. Esta transformação é acompanhada da variação de uma propriedade, o surgimento da cor vermelho-acastanhada.

### Propriedades das substâncias

Cada substância química é caracterizada pelas suas propriedades específicas que são:

- Ponto de fusão
- Ponto de ebulição
- Densidade
- Solubilidade em água
- Estado de agregação
- Cor
- Dureza, combustibilidade, cheiro

### Combustibilidade; cheiro; cor

Nas experiências seguintes descreve-se um processo laboratorial para determinação de algumas propriedades das substâncias.

#### Experiência:

- Enxofre
- Giz em pó
- Ácool
- Colher de combustão

- Investiga-se a combustibilidade e o cheiro de enxofre, giz e álcool.

### Observações:

- O enxofre não tem cheiro, o enxofre arde
- O giz não tem cheiro, o giz não arde
- O álcool tem cheiro, o álcool arde.

Quando uma substância como enxofre e álcool arde, diz-se que a substância é combustível, ao contrário é incombustível

Quando uma substância tem cheiro, diz-se que a substância é odorífera e quando não tem cheiro diz-se inodora.

Uma substância que tem cor e sabor diz-se *colorida* e *síplda*, respectivamente, o contrário é *incolor* e *insíplda*.

### Solubilidade em água

#### Experiência:

- Tubo de ensaio
- Ferro em pó
- Açúcar
- Sal de cozinha
- Enxofre
- Água

Em 4 tubos de ensaio contendo cada um 2 kg de ferro, enxofre sal de cozinha e açúcar observa-se a sua solubilidade.

#### Observação:

O açúcar e o sal de cozinha dissolvem-se em água, o ferro e enxofre não.

Quando uma substância se dissolve em água diz-se que ela é *solúvel* em água e quando não se dissolve, diz-se que a substância é *insolúvel* em água.

### Ponto de ebulição

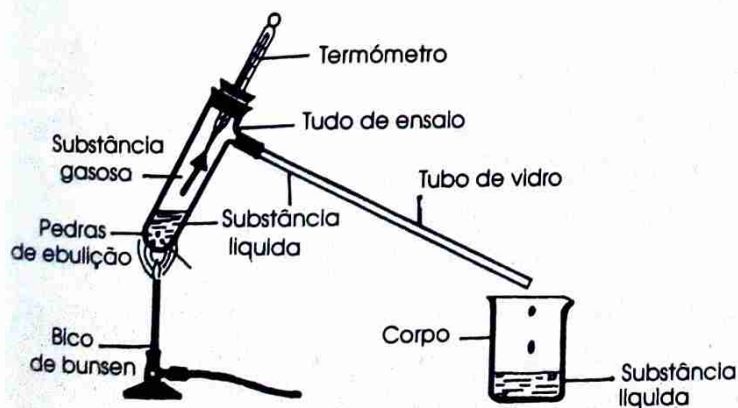


Fig. 3 - Determinação do ponto de ebulição

#### Experiência:

- Tubo de ensaio com tubuladora
- Termómetro
- Copo de vidro
- Bico de bunsen
- Água
- Álcool
- Efectua a montagem como se indica na figura
- Coloque no tubo de ensaio alguns ml de água.

- Aqueça, lentamente, com o bico de bunsen até que gotas de água comecem a cair no tubo lateral.
- Leia a temperatura de ebulição de água
- Repita a experiência com álcool.

#### Observação:

Quando uma substância líquida é aquecida até a temperatura de ebulição, ela passa para o estado gasoso e condensa-se na parte fria do aparelho.

Ponto de ebulição é a temperatura em que uma substância passa do estado líquido ao vapor.

#### Ponto de fusão

##### Experiência:

- Enxofre em pó
- Corpo de vidro
- Termómetro
- Bico de bunsen
- Efectua a montagem como se indica na figura.
- Coloque no copo uma certa quantidade de enxofre.
- Aqueça.
- Quando grande parte de enxofre passar do estado sólido para líquido, leia a temperatura.

#### Observação:

Quando uma substância sólida é aquecida até à temperatura de fusão, passa do estado sólido para líquido.

Ponto de fusão é a temperatura em que uma substância passa do estado sólido para líquido.

O estado de agregação duma substância depende da temperatura em que ela é observada. Assim, uma substância pode estar no estado sólido ou gasoso, dependendo das condições de temperatura e pressão. Geralmente o estado de agregação é dado à temperatura normal ( $25^{\circ}\text{C}$ ) e pressão normal (1 atmosfera).

Dureza é a resistência ao risco. O risco retira partículas da substância. O lápis, por exemplo, não risca o papel, mas deixa um traço de grafite sobre ele. Ao contrário, o papel risca a grafite, porque retira partículas dela. Logo o papel é mais duro que a grafite do lápis. Do mesmo modo o diamante risca o vidro, logo o diamante deixa um traço sobre o vidro.

O diamante é mais duro que o vidro. Na tabela abaixo estão apresentadas as propriedades de algumas substâncias.

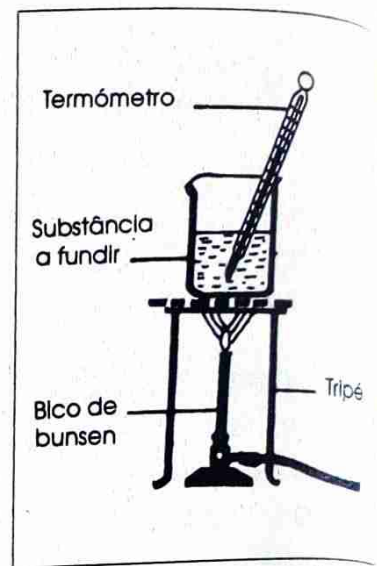


Fig. 4 - Determinação do ponto de fusão

Tabela 1 - Propriedades de algumas substâncias

Propriedades	Substâncias	
	Enxofre	Álcool
cor	amarelo	Incolor
brilho	brilhante	não é possível provar
cheiro	odorífero	odorífero
estado de agregação 25°C	sólido	líquido
combustibilidade	combustível com chama azul	combustível
solubilidade em água	insolúvel	solúvel
ponto de fusão	118 °C	-144 °C
ponto de ebulição	445 °C	78 °C
densidade	2,107 g/cm <sup>3</sup>	0,79 g/cm <sup>3</sup>

### Misturas

Para além das substâncias puras, como o sal de cozinha, o açúcar, o ferro, etc, existem as misturas.

Na natureza, geralmente, as substâncias existem misturadas umas das outras. Na água do mar, por exemplo, a água está misturada com várias outras substâncias, uma das quais é o sal, que quando extraído usa-se para dar o sabor aos alimentos.

Muitos minérios, dos quais se obtêm metais como o ferro e cobre, existem na forma de misturas.

Mistura é uma associação de duas ou mais substâncias diferentes.

### Preparação de misturas

Misturas podem ser obtidas juntando diferentes substâncias. A experiência seguinte mostra como preparar misturas.

#### Experiência :

- Limalha de ferro
- Enxofre
- Açúcar
- Pó de giz
- Água

- Mistura-se limalha de ferro com enxofre e se necessário com uma lupa.
- Com íman, separa-se o ferro do enxofre.
- Mistura-se açúcar com água e depois, num outro recipiente, pó de giz com água.
- Deixa-se as duas misturas em repouso durante algum tempo.

#### Observação:

- O ferro mantém as suas propriedades magnéticas na mistura entre ferro e enxofre por isso, é possível com ajuda de íman separar o ferro do enxofre.
- O açúcar distribui-se uniformemente em água, não sendo possível distingui-lo.

- O açúcar dissolve-se em água.
- Quando se agita a mistura entre o giz em pó e água, o giz se dissolve, forma uma emulsão, que depois de algum tempo, se deposita no recipiente.

Numa mistura os componentes não perdem as suas propriedades, cada substância mantém-se inalterada;

Com base nas propriedades de cada substância torna-se possível separar os componentes duma mistura.

### Classificação de misturas

Misturas como ferro e enxofre; água e areia; pó de giz e água, em que podemos ver as suas partes constituintes, chamam-se *heterogéneas*.

*Misturas homogéneas* são aquelas que apresentam sempre as mesmas características em toda a sua extensão. Não é possível distinguir os seus componentes.

Exemplo: A mistura entre açúcar e água, água do mar etc.

As misturas homogéneas chamam-se *soluções*.

A mistura homogénea formada pela água e pelas substâncias nela dissolvidas, chama-se *solução aquosa*.

Por exemplo, a água açucarada: o açúcar é a substância que se dissolveu e não se distingue na solução. Chama-se *soluto*. A água é a substância que dissolveu o açúcar. É o *solvente*.

O soluto reparte-se uniformemente no solvente, constituindo-se uma mistura homogénea ou solução. Se o soluto for uma substância colorida, por exemplo café, a própria solução fica com esta cor, mas apesar disso ainda é uma solução homogénea.

Misturas obtêm-se juntando duas ou mais substâncias diferentes. Os componentes duma mistura não perdem suas propriedades específicas.

As soluções são misturas homogéneas constituídas, pelo menos, por duas substâncias: soluto e solvente.

Soluto é a substância que se dissolve.

Solvente é a substância que dissolve o soluto.

### Separação de misturas

As misturas podem ser facilmente separadas em seus componentes. A separação de misturas faz-se com métodos que não alteram os componentes da mistura. Para separar mistura sólido-líquido usa-se a *decantação*, *filtração* e *vaporização*.

### Decantação e filtração

Experiência:

- giz em pó
- água
- copo
- funil

- papel
- papel de filtro

- Prepara-se uma mistura de giz em pó e água e deixa-se em repouso.
- Depois de o componente mais denso se depositar, remove-se o líquido entornando-a, com cuidado, para um copo. Este processo chama-se *decantação*.
- A outra parte da mistura, que não foi possível separar, faz-se passar por uma superfície porosa que retém o sólido e deixa passar a fase líquida-papel de filtro.

### Observação:

- Na mistura giz em pó e água, o giz deposita-se no fundo do copo. O giz é mais denso que a água.
- Uma parte da água sobre o giz depositado pode ser removido, decantando-a.
- Quando a mistura é colocada sobre papel de filtro o sólido é retirado no papel (resíduo) e o líquido passa (filtrado).

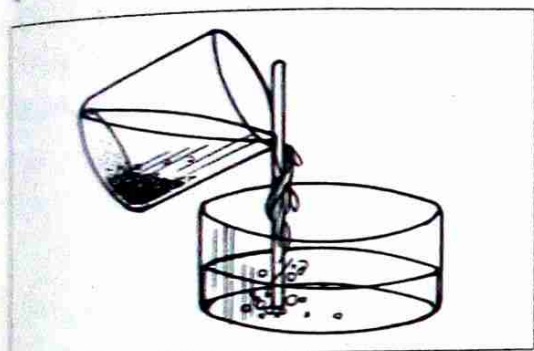


Fig. 5 - Decantação

O giz separa-se da água por decantação, porque é mais denso que a água;  
A água passa pelo papel de filtro - separando-se do giz que fica retido no papel, porque o tamanho das partículas do giz é maior que o da água.

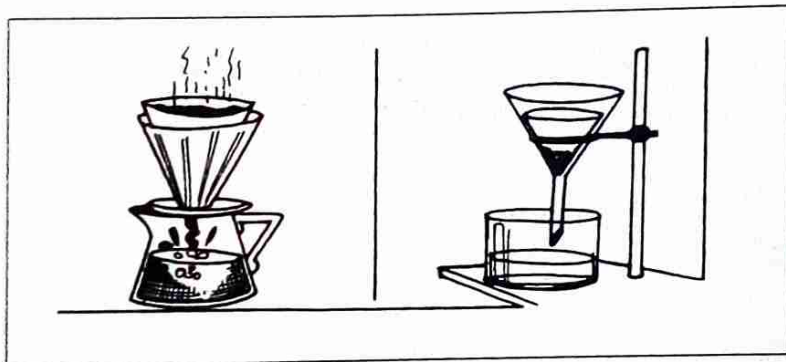


Fig. 6 - Filtração

### Evaporação

#### Experiência:

- cápsula de cristalização
- sal
- água
- bico de bunsen (lamparina)

- Numa cápsula de cristalização pesa-se 2 g de sal de cozinha e dissolve-se com água.
- A solução obtida evapora-se, aquecendo-a. Pesa-se a placa da evaporação com o sal recuperado.

### Atenção:

Aquecer uniformemente a solução e agitar, continuamente com vareta, a solução quente.

### Observação:

- Durante o aquecimento da solução a água evapora
- Na cápsula de cristalização forma-se uma substância sólida (cristais do sal).

A separação da mistura por meio da evaporação, deve-se às diferenças dos pontos de ebulição dos seus componentes.

A tabela abaixo apresenta misturas e os métodos que podem ser utilizados para separar os seus componentes.

Tabela 2 - Misturas e seus métodos de separação

Mistura	Método de separação
Giz em pó + água	Decantação Filtração
Sal de cozinha + água	Evaporação

A decantação, a filtração e a evaporação são métodos de separação de misturas que não só podem ser empregues no dia a dia em casa, mas também que têm uma aplicação industrial.

A evaporação, por exemplo, é um processo usado nas salinas; consiste em bombear água do mar para tanques rasos, deixando evaporar a água por acção do calor do sol e do vento. Assim, o que restar no tanque será o sal. A figura seguinte mostra uma salina nas proximidades da Cidade da Matola, em Maputo

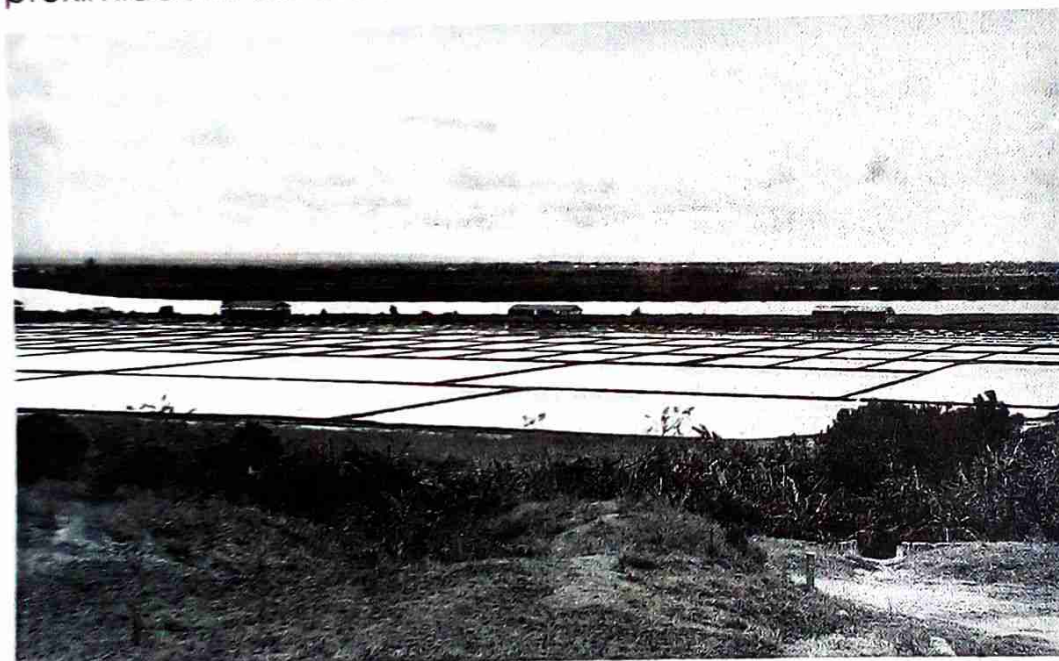


Fig. 7 - Salinas

No laboratório usa-se geralmente papel de filtro para a filtração, que é colocado num funil. A substância sólida que fica no papel do filtro chama-se *resíduo* e ao líquido que atravessa o papel de filtro é *filtrado*.

### Destilação

Uma técnica para separar uma mistura homogénea líquido/sólido e líquido/líquido, é a destilação. A destilação é muito usada na indústria química, nos pequenos laboratórios e até nas nossas casas.

Na indústria, usa-se a destilação para separar por exemplo, os componentes do petróleo bruto. Petróleo bruto é uma mistura de gases, líquidos e sólidos.

O aguardente obtém-se destilando com ajuda de alambique, os produtos de fermentação dos cereais ou frutos.

A destilação baseia-se, fundamentalmente, na ebulição de líquidos seguida da condensação dos vapores formados.

Dependendo da complexidade da mistura a separar, pode-se empregar diferentes tipos de destilação, *destilação simples ou destilação fraccionada*.

### Destilação simples

No laboratório pode-se efectuar uma destilação simples, dispondo-se de um condensador e um balão. Por meio da destilação simples pode-se separar a mistura álcool/água, sal/água, açúcar/água, etc.

A experiência seguinte permite separar a mistura água e sal.

#### Experiência:

- água salgada
- balão de destilação
- tripé com rede de amianto
- condensador de Liebig
- termómetro
- copo graduado
- suporte com garras

• Deite num balão de destilação uma certa quantidade de água salgada e adicione um pequeno fragmento de porcelana (para evitar um aquecimento tumultuoso).

- Efectue a montagem como se indica na figura.
- Abra a torneira da refrigeração e aqueça o balão, lentamente até que obtenha o destilado
- Retire o aquecimento quando a quantidade do líquido no balão for muito pequena, evite secar o balão completamente.
- Feche o acesso de água ao condensador.

#### Observações:

- Quando a temperatura atinge os  $100^{\circ}\text{C}$  - ponto de ebulição de água, a água começa a destilar.
- Durante o tempo em que a água destila, o termómetro regista  $100^{\circ}\text{C}$ .
- No balão de destilação deposita-se o resíduo, o sal.

Usando a destilação simples separou-se água do sal.

O líquido que se recolhe durante uma destilação chama-se *destilado*.

Os líquidos passam do estado líquido para vapor quando atingem a sua temperatura de ebulição.

A temperatura de ebulição de um líquido permanece constante (inalterável) enquanto este estiver a destilar.

A mistura de água e álcool pode ser separada por meio duma

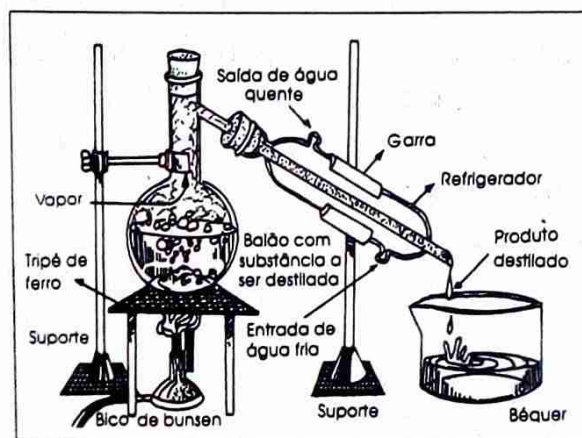


Fig. 8 - Destilação simples

destilação simples, porque entre álcool (ponto de ebulição  $78^{\circ}\text{C}$ ) e água (ponto de ebulição  $100^{\circ}\text{C}$ ) existe uma apreciável diferença nos seus pontos de ebulição. Aos  $80^{\circ}\text{C}$  ferve somente o álcool e no condensador o vapor de álcool transforma-se em líquido. A água evapora aos  $80^{\circ}\text{C}$ , mas em menor quantidade do que o álcool. Deste modo, o destilado apesar de ser rico em álcool, contém sempre uma certa quantidade de água.

Uma melhor separação da mistura água/álcool seria possível repetindo várias vezes a destilação simples. Para evitar sucessivas destilações simples intercala-se entre o balão e condensador uma coluna de fraccionamento e a esta técnica chama-se *destilação fraccionada*.

### Destilação fraccionada

A indústria do petróleo e mais concretamente as refinarias empregam a destilação fraccionada para separar os componentes do petróleo.

Refinarias são altas torres nas quais cada componente do petróleo bruto passa de vapor para líquido a uma temperatura própria. Assim, os componentes do petróleo são recolhidos em níveis diferentes consoante as diferenças de temperatura.

As diferentes fracções do petróleo, gás, gasolina, nafta, querosene, combustíveis, óleos lubrificantes e alcatrão são depois usados para diferentes fins nos diferentes ramos da economia.



Fig. 9 - Uma refinaria

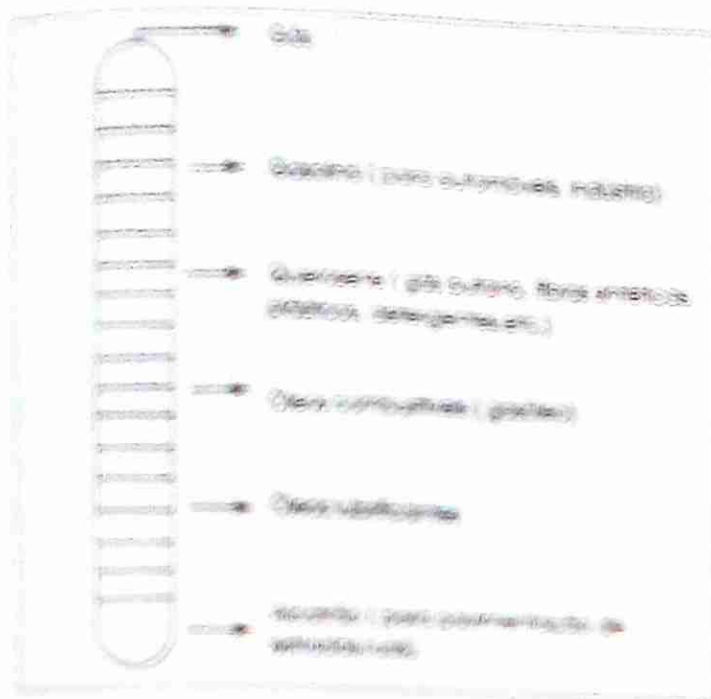


Fig. 11 - Destilação de petróleo e sua utilização.

## Soluções aquosas

No nosso planeta, a água apresenta-se em três fases: sólida, líquida e gasosa.

O gelo é água na fase sólida.

Os oceanos, os rios, os lagos e os pântanos têm água líquida.

O nevoeiro é vapor de água.

A água existente na terra nunca é quimicamente pura, contém sempre impurezas, muitas das quais estão dissolvidas.

• A chuva é uma mistura onde gases e poeira estão dissolvidas em água.

• A água que bebemos — água potável — contém sais minerais dissolvidos.

• A água açucarada tem açúcar dissolvido.

• A água do mar, além do sal dissolvido, contém fragmentos de algas, resíduos de peixes mortos, etc.

## Importância da água como solvente

A água é o solvente mais útil que se utiliza na nossa vida diária. Os exemplos seguintes indicam alguns casos em que se utiliza a água como um bom solvente.

Quando se lava a loiça, a água dissolve facilmente o sabão.

Quando se regam as plantas, a água dissolve os alimentos (sais minerais) existentes na terra e essa solução é absorvida pelas raízes.

Quando se confeccionam alimentos, a água é usada como solvente desses produtos alimentares.



Fig. 10 - Frações do petróleo e sua aplicação

## Soluções aquosas

No nosso planeta, a água apresenta-se em três fases: sólida, líquida e gasosa.

O gelo é água na fase sólida.

Os oceanos, os rios, os lagos e os poços têm água líquida.

O nevoeiro é vapor de água.

A água existente na terra nunca é quimicamente pura, contém sempre impurezas, muitas das quais estão dissolvidas:

- A chuva é uma mistura onde gases e poeira estão dissolvidas em água.
- A água que bebemos — água potável — contém sais minerais dissolvidos.
- A água açucarada tem açúcar dissolvido.
- A água do mar, além do sal dissolvido, contém fragmentos de algas, resíduos de peixes mortos, etc.

### Importância da água como solvente

A água é o solvente mais útil que se utiliza na nossa vida diária. Os exemplos seguintes indicam alguns casos em que se utiliza a água como um bom solvente.

Quando se lava a loiça, a água dissolve facilmente o sabão.

Quando se regam as plantas, a água dissolve os alimentos (sais minerais) existentes na terra e essa solução é absorvida pelas raízes.

Quando se confeccionam alimentos, a água é usada como solvente desses produtos alimentares.

Quando se bebe café ou chá, ingerimos uma solução cujo solvente é a água.

Em Química, a água é o solvente de maior parte das substâncias. É de notar, no entanto, que certas substâncias são pouco solúveis em água e existem outras cuja solubilidade é tão reduzida que se consideram praticamente insolúveis.

São exemplos de substâncias que facilmente se dissolvem em água: o sal de cozinha, o açúcar, o café, o vinagre, etc.

São insolúveis em água: o petróleo, a parafina, a cola, o algodão, o óleo da cozinha, etc.

Na indústria química, a água tem uma importância muito grande. Tem interesse referir que a água se utiliza, por exemplo:

- na alimentação das caldeiras industriais
- na tinturaria
- na lavandaria
- na indústria de papel
- na indústria de cimento
- nas fábricas de sabão.

À temperatura ambiente e à pressão atmosférica normal; a água é uma substância líquida que apresenta as seguintes propriedades físicas:

- incolor (sem cor)
- inodora (sem cheiro)
- o ponto de fusão é  $0^{\circ}\text{C}$
- o ponto de ebulição é  $100^{\circ}\text{C}$ .

### **Solubilidade dos sólidos em água**

Quando se junta, pouco a pouco, sal de cozinha, a certa quantidade de água, observa-se o seguinte:

- no início, o sal dissolve-se completamente na água,
- continuando a juntar sal, nota-se que, a partir de determinada quantidade, este deposita-se no fundo do recipiente com água;
- obtém-se assim uma solução que não consegue dissolver mais sal. Diz-se que é uma solução *saturada* de sal de cozinha (cloreto de sódio).

Podem formar-se outras soluções saturadas, utilizando outros sólidos solúveis em água.

Uma solução saturada contém a máxima quantidade possível de soluto dissolvido.

Por exemplo, 36 g é a quantidade máxima de cloreto de sódio que se dissolve completamente em 100g de água a  $20^{\circ}\text{C}$ .

Diz-se que a solubilidade do cloreto de sódio é 36 g por 100 g de água.

A solubilidade de um sal é a proporção desse sal dissolvido na solução saturada, a certa temperatura.

### Factores que favorecem a dissolução

Muitas experiências que se podem efectuar, permitem dizer que são três os factores que favorecem uma dissolução: *agitação, estado de divisão e temperatura.*

*Agitação:* quanto maior for a agitação, mais fácil é a dissolução do sólido na água;

*Estado de divisão:* quanto maior é o estado de divisão do sólido, mais rápido é a dissolução.

*Temperatura:* a temperatura da água pode influir na quantidade de sólido que se dissolve.

Assim, para muitos sais, a solubilidade é tanto maior quanto maior for a temperatura de água.

Para conhecer melhor a influência da temperatura na dissolução dos sólidos em água, constroem-se *curvas de solubilidade.*

As curvas de solubilidade são gráficos onde se representa:

- no eixo das abcissas a *temperatura* da água expressa em graus celsius;

- no eixo das ordenadas, a *solubilidade* expressa em grama do soluto por 100g de água.

O gráfico seguinte mostra as curvas de solubilidade de três sais: nitrato de potássio, cloreto de sódio e sulfato de sódio.

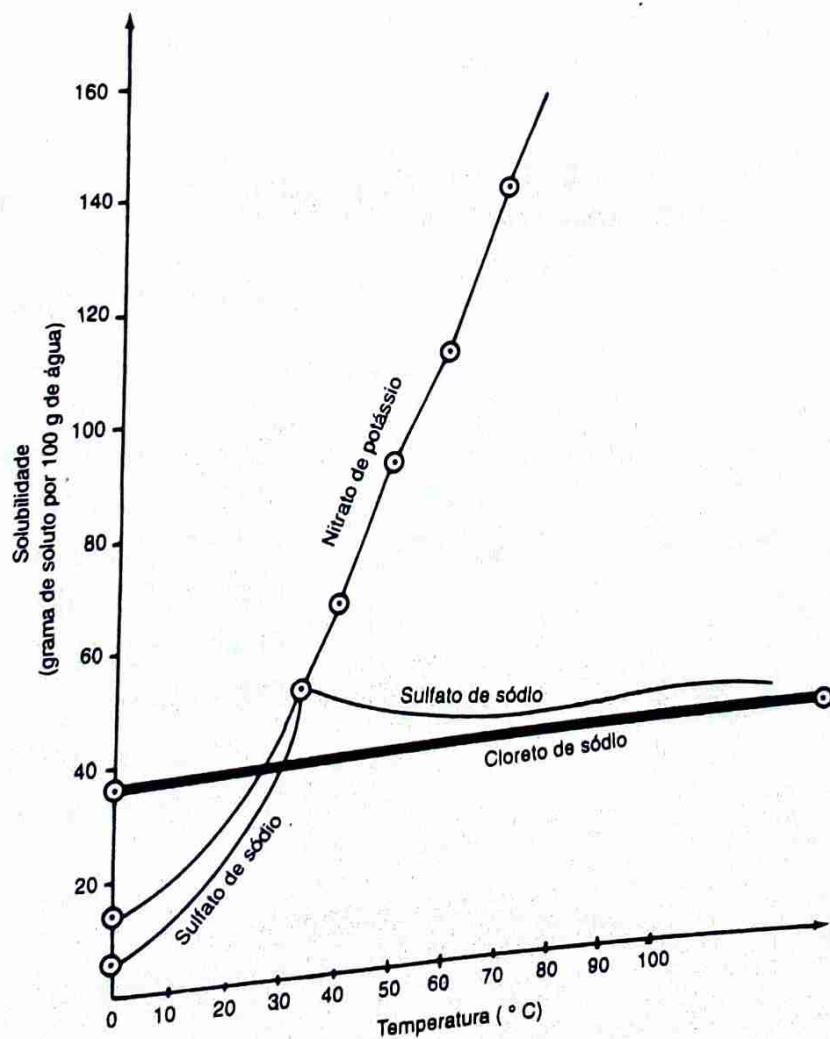


Fig. 11 - Curvas de solubilidade

## Fenómeno físico e químico

Muitas vezes pensa-se que fenômeno é algo diferente do que vemos todos os dias (um porco voando, ou cavalo de mota). Contudo fenômeno em ciência envolve qualquer mudança de matéria.

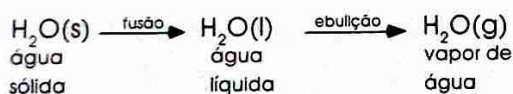
Por exemplo, na mistura de sal e água, podemos, através da evaporação, obter o sal.

O açúcar grosso pode ser moído e transformado em açúcar fino. Durante este processo as propriedades do açúcar não mudam. O açúcar continua branco, sem cheiro e solúvel em água. Um prego de ferro húmido cobre-se de ferrugem vermelho-acastanhada; carvão de madeira arde transformando-se em cinza. Os processos como formação de ferrugem, arder do carvão (combustão), misturar substâncias, separar misturas, mudança de estado de agregação, chamam-se fenômenos.

Segundo a sua natureza, os fenômenos classificam-se em: fenômenos físicos e químicos.

Nos fenômenos físicos, as substâncias modificam-se, sem se transformar em outras diferentes. Em outras palavras, seriam fenômenos físicos aqueles que não alteram a natureza das substâncias.

Exemplos comuns de fenômenos físicos são as mudanças de estado físico da água, tal como: estado sólido, líquido e gasoso.



Ora vejamos:

1º *Fusão de gelo* — Ocorre apenas a passagem de água sólida (gelo) para água líquida, com presença do calor.

2º *Ebulição de água* — Ocorre a passagem de água líquida para água no estado de vapor.

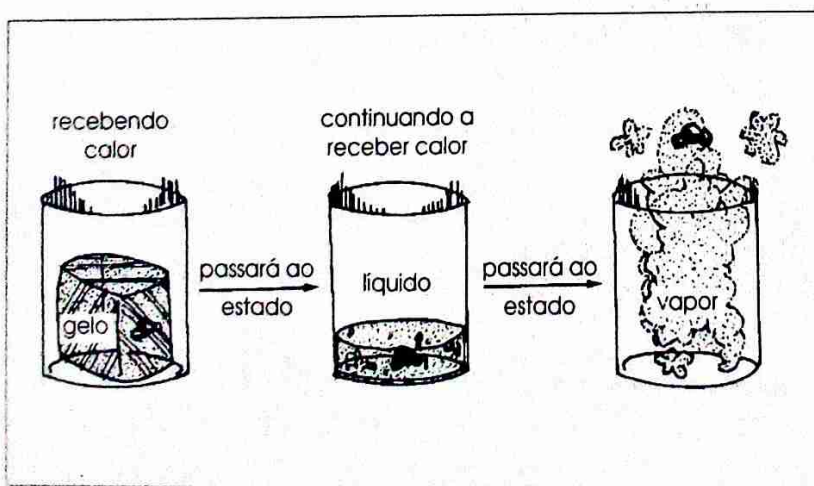


Fig. 12 - Destilação simples

Num fenômeno físico as propriedades específicas da substância não se alteram. Característica do fenômeno químico: é a transformação de uma substância em outras, ou seja, mudança na natureza da substância.

Juntando cálcio (substância química) sólido, com água líquida observa-se uma efervescência e turvação. Isso indica a formação de novas substâncias.

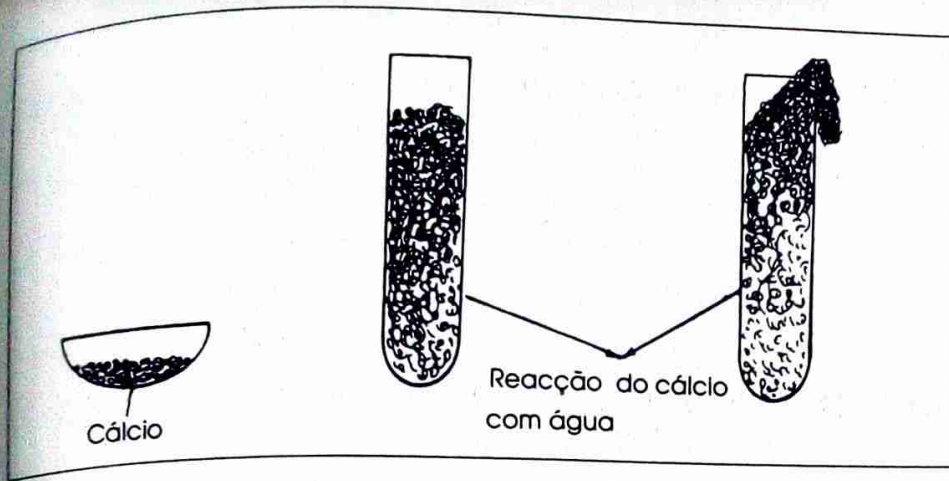


Fig. 12 - Reacção do cálcio com água.

Quando se queima papel, carvão ou lenha fica cinza. Não é possível obter, de novo, papel, carvão ou lenha.

O papel, o carvão e a lenha, através dum processo químico, transformam-se em cinza, com propriedades diferentes do papel, carvão e lenha.

Na natureza decorrem muitos processos químicos. O processo de metabolismo, das plantas e animais, é um processo químico. A fermentação de frutas, de leite é um outro exemplo de processo químico.

Processo químico é uma transformação de substâncias, durante a qual se formam novas substâncias com novas propriedades.

## Exercícios

1. Indique exemplos que ilustrem a importância da indústria química para:
  - a) indústria têxtil;
  - b) agricultura;
  - c) transporte;
  - d) saúde.
2. Todos os corpos são constituídos por substâncias. Dê exemplos de corpos constituídos por alumínio.
3. Qual das seguintes substâncias é pura e qual é uma mistura: zinco, água, uma fatia de bolo, fio de cobre, solução aquosa de açúcar, enxofre em pó, pó de giz em água, solução aquosa de sal de cozinha.
4. Com base nas propriedades, compare as seguintes substâncias:
  - a) água e vinagre
  - b) cobre e alumínio
  - c) chumbo e estanho
  - d) vidro e porcelana.
5. Indique as principais propriedades físicas (estado de agregação, cor, solubilidade em água, brilho, combustibilidade) das seguintes substâncias: água, açúcar, cobre e enxofre.
6. Compare a temperatura de fusão, de ebulição e a densidade de álcool e água (use livro de tabelas). Faça uma tabela e inclua também a cor, combustibilidade das duas substâncias.
7. Misture areia, farinha de milho, açúcar, com água. Em que casos se forma uma solução e uma emulsão?
8. Propõe métodos para a separação das seguintes misturas.
  - a) ferro e açúcar
  - b) areia e sal de cozinha
  - c) emulsão de giz com sal de cozinha.
9. O que é solubilidade de um sólido? Quais são os factores que favorecem a dissolução?
10. Defina os seguintes conceitos:
  - a) Química
  - b) matéria
  - c) substância
  - d) mistura heterogênea
  - e) solução
  - f) soluto e solvente
  - g) solução saturada.
11. Dê exemplos de fenômenos físicos e químicos.

# CAPÍTULO II

**Substâncias simples e compostas**

# SUBSTÂNCIAS SIMPLES E COMPOSTAS

## Estrutura atômica

A explicação científica da complexidade do mundo em que vivemos, de fenómenos que as pessoas observam no seu dia a dia, faz-se criando "modelos" - conjunto de ideias lógicas. Em ciência um modelo nunca é definitivo. Sempre que através da investigação científica aparecem novos factores torna-se necessário criar um novo modelo.

No capítulo anterior vimos que tudo o que nos rodeia, tem massa e ocupa lugar no espaço, é *matéria*.

O homem frequentemente se colocou a pergunta: *de que a matéria é constituída?*

Já no Séc. V a.c., filósofos gregos tentaram responder a esta pergunta. Eles admitiram que a matéria pode ser dividida em partes cada vez menores até atingir um ponto que não permite mais divisão. A estas pequeníssimas partículas indivisíveis denominaram *átomos*. A palavra átomo deriva portanto, do grego e significa indivisível.

Um estudo científico do átomo começa no séc. XIX. No início desse século, John Dalton, químico inglês, retomando a ideia dos gregos admite que a matéria é constituída por partículas esféricas e indivisíveis, os átomos.

A importância de Dalton deve-se ao facto de as suas teorias fundamentarem-se em factos experimentais.

### **Em que consiste a lei de Dalton?**

A teoria atômica proposta por Dalton em 1800 diz, entre vários postulados, que:

— Toda a matéria é constituída por pequeníssimas partículas indivisíveis, chamadas *átomos*;

— Os átomos se unem em proporções simples e bem definidas, formando os *compostos químicos*.

Em relação a este último postulado, Dalton formulou uma lei designada por *lei de Dalton ou lei das proporções múltiplas*, que se anuncia do seguinte modo:

Quando dois elementos químicos diferentes formam vários compostos, as massas variáveis de um deles que se combinam com uma massa fixa do outro estão, entre si, numa relação simples, que se pode exprimir por um quociente de números inteiros e pequenos.



Fig. 13 - John Dalton

Depois do Dalton muitos outros cientistas continuaram a pesquisar o íntimo da matéria até envolvendo sistemas matemáticos modernos.

Hoje, aceita-se que os átomos são partículas constituintes da matéria. Graças ao desenvolvimento tecnológico é possível visualizar os átomos através do microscópio electrónico.

Todas as substâncias são constituídas por partículas muito pequenas que são os átomos.

Existem diferentes tipos de átomos. Muitas substâncias são formadas por átomos do mesmo tipo. Por exemplo, o ferro é constituído por átomos de ferro, o enxofre por átomos de enxofre.

Os átomos duma substância diferem dos átomos duma outra substância entre outras através da massa e volume.

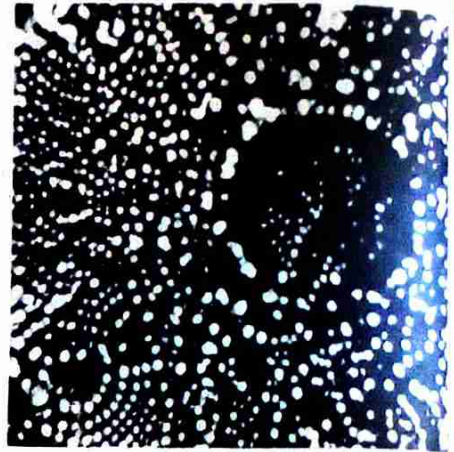


Fig. 14 - Átomo visto ao microscópio electrónico

Até finais do séc. XIX considerava-se que átomo é a mais pequena partícula. Mas, a utilização de métodos de investigação científica mais sofisticados permitiu aos cientistas, concluírem que os átomos são divisíveis e são constituídos por partículas mais pequenas ainda: electrões, prótons e neutrões.

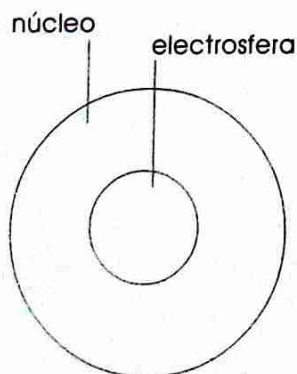


Fig. 15 - Modelo do átomo muito simplificado

Depois do conhecimento sobre a constituição do átomo surgiu uma outra pergunta: como se distribuem as partículas no átomo?

Vários modelos foram criados, sempre tentando-se explicar melhor os factos observados.

O modelo atómico actual admite que o átomo é constituído por duas regiões distintas o *núcleo* e *electrosfera*.

Todos os átomos são constituídos por núcleo e electrosfera

No modelo do átomo acima apresentado, observa-se que o *núcleo* é a parte central do átomo e a *periférica* é a *electrosfera*.

Experiências feitas por vários cientistas mostraram que o núcleo é constituído por *protões* — partículas com a carga eléctrica positiva, unitária (+1) e massa unitária (1) — e *neutrões* (partículas sem carga eléctrica, com a massa praticamente igual à do protão). Portanto, o núcleo é carregado positivamente.

Na parte periférica — a *electrosfera* — encontram-se os *electrões*, partículas que apresentam carga eléctrica negativa, unitária (-1) de massa reduzida ou seja 1840 vezes menor que a massa do protão. A *electrosfera* é carregada negativamente.

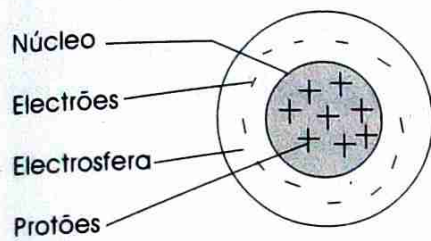


Fig. 16 - Nucleões

Ao conjunto de protões e neutrões chama-se *nucleões*.

Os *electrões* movem-se com muita velocidade no espaço à volta do núcleo. Num átomo o número dos protões é igual ao número de *electrões*, o átomo é electricamente neutro.

Os átomos têm diâmetro extremamente pequeno, cerca de 0.000.000.1 m. O diâmetro do núcleo atômico é de 0.000.000.000.000.001 m. Assim, é aproximadamente 100.000 vezes maior do que seu núcleo.

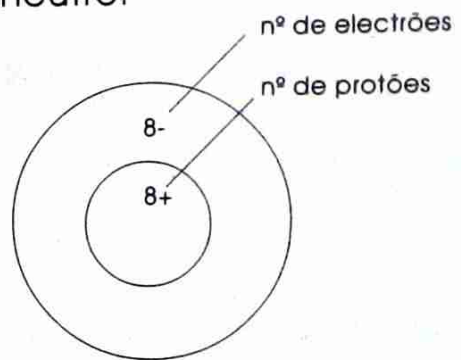
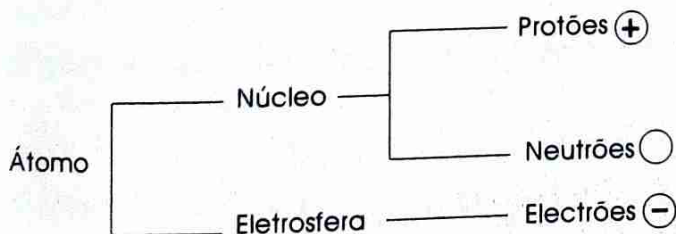


Fig. 17 - Átomo electricamente neutro

- . O núcleo é constituído por protões e neutrões
- . A *electrosfera* é constituída por *electrões*.
- . O átomo é electricamente neutro.

No esquema abaixo apresenta-se a estrutura do átomo.



## Número atômico

Cada pessoa tem seu Bilhete de Identidade (BI) com o número de registo geral. Não existem duas pessoas com o mesmo número do BI. Da mesma forma, cada átomo tem a sua identidade.

Os prótons com a carga eléctrica positiva, é que identificam um átomo. A quantidade de prótons, é denominada número atómico e representa-se geralmente pela letra Z. Não existem dois átomos de substâncias diferentes, com o mesmo número atómico.

Como sabemos, num átomo o número de prótons é igual ao número de electrões. Assim, o número atómico Z, corresponde também ao número de electrões. O modelo abaixo representa o átomo de enxofre.



Fig. 18 - Modelo do átomo de enxofre

O átomo de enxofre tem 16 prótons e 16 electrões.

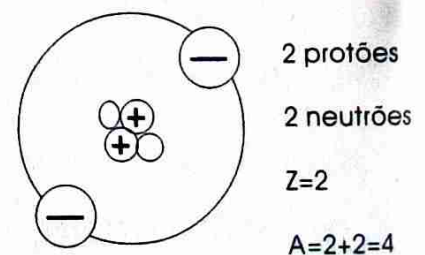
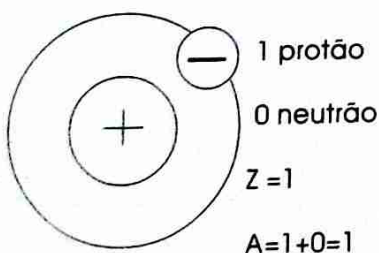
$$Z = 16$$

Z = número atómico = número de prótons = número de electrões

A massa do átomo é apresentada pelos nucleões, prótons e neutrões. Por isso, a soma de número de prótons (P) e número de neutrões (N) de um átomo dá o número da massa (A).

$$\text{Número de prótons} + \text{número de neutrões} = \text{número de massa } A = P + N$$

Exemplos:



Conclusão: Em todos os exemplos acima indicados, sempre ocorre o seguinte:

- O número de electrões é igual ao número de prótons.
- A carga eléctrica de um próton (+1), anula a carga eléctrica de um electrão (-1) fazendo com que o átomo seja um sistema electricamente neutro.
- O número de neutrões, não é necessariamente igual ao de prótons, pode ser igual ou, eventualmente, menor.
- O único átomo que não apresenta neutrões é o do hidrogénio ( $Z=1, A=1$ )

Resumindo:

$$Z=P$$
$$A=P+N$$

$$N=A-Z$$

$$A=Z+N$$

## Elemento químico

Experiência.

- Ferro; alumínio
- cobre; zinco
- enxofre; eléctrodo de carbono
- condutímetro (para medir a condutibilidade eléctrica)
- aparelho para medir a condutibilidade térmica
- Investigue o brilho metálico do ferro, cobre e enxofre.
- Com o condutímetro, figura 19, investigue a condutibilidade eléctrica do ferro, alumínio, zinco, cobre e enxofre.

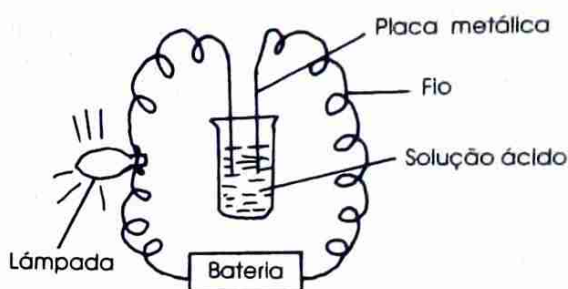


Fig. 19 - Determinação da condutibilidade eléctrica

- Investigar a condutibilidade térmica do ferro alumínio e eléctrodo de carbono.

Observações:

- O ferro e o cobre têm brilho metálico, o enxofre não
- Quando se mede a condutibilidade eléctrica do ferro, alumínio, zinco e cobre, observa-se que, há passagem de corrente eléctrica.
- O ferro e o alumínio conduzem o calor, o enxofre não.

Um elemento químico é uma substância cujo os átomos têm o mesmo número atômico. Os núcleos de todos os átomos dum elemento têm o mesmo número de prótons e, conseqüentemente, o mesmo número de cargas eléctricas positivas. Como um elemento químico é constituído por átomos da mesma espécie, diz-se que é uma substância simples.

Exemplos de substâncias simples são o oxigénio, enxofre, ferro etc. Conhece-se mais do que 109 elementos químicos, dos quais 17 são artificiais.

Elemento químico é o conjunto de átomos de mesmo número atômico.

Segundo as suas propriedades específicas (físicas) elementos podem ser *metais* e *ametais*. Os metais apresentam, na sua superfície um brilho metálico característico. Os metais conduzem o calor e corrente eléctrica (experiência anterior).

Os elementos químicos que não apresentam brilho metálico, não são condutores de calor e electricidade são chamados *ametais* ou *não metais*. Segundo a experiência, o ferro, cobre, alumínio e zinco são metais, o enxofre e carbono são ametais.

Dos 109 elementos conhecidos, 27 são ametais. Nos ametais pertencem alguns elementos gasosos em condições normais como é o caso do oxigénio.

Porém, há substâncias que são formadas por agregados de átomos. Estas substâncias são chamadas de *moléculas*.

Dois átomos de oxigénio unem-se formando uma substância maior, a molécula de oxigénio.

Uma molécula contém no mínimo dois átomos. Também o hidrogénio, azoto (nitrogénio) e outros elementos gasosos existem em forma de *moléculas diatómicas*.

- Elementos químicos subdividem-se em metais e ametais.
- Moléculas são agrupamentos de átomos com existência independente e electricamente neutros.

### Símbolos químicos

Durante a evolução histórica da química, elaborou-se um sistema de comunicação, uma linguagem química, através da qual se entendem todos os químicos, os *símbolos químicos*.

John Dalton foi o primeiro químico que representou os átomos de um elemento por símbolos.

Em princípio do séc. XIX Jons Jakob Berzelius simplificou símbolos usados por Dalton, para representar elementos químicos e propôs uma linguagem química até agora internacionalmente usada.



Fig. 20 - Berzelius

A linguagem química criada por Berzelius baseia-se no seguinte:

- Cada elemento químico tem um símbolo;
- A partir dos símbolos pode-se representar substâncias e reacções químicas;
- Os símbolos são deduzidos dos nomes dos elementos;
- O símbolo é constituído pela inicial maiúscula ou inicial maiúscula seguida de outra letra minúscula, em geral, do nome latino do elemento.

A seguinte tabela contém símbolos de alguns elementos.

Tabela 3 - Símbolos a partir do nome do elemento

Nome do elemento	Nome do elemento em latim	Símbolo
Oxigénio	Oxygenium	O
Nitrogénio	Nitrogenium	N
Enxofre	Sulfur	S
Cobre	Cuprum	Cu
Ferro	Ferrum	Fe
Carbono	Carboneum	C
Alumínio	Aluminium	Al
Ouro	Aurum	Au
Chumbo	Plumbum	Pb
Hidrogénio	Hydrogenium	H
Fosfor	Phosphorus	P
Prata	Argentum	Ag

Da tabela constata-se que os nomes latinos dos elementos cobre e carbono são cuprum e carboneum respectivamente. Os nomes desses dois elementos, têm a mesma inicial. Assim, para diferenciar o cobre de carbono através dos seus símbolos, a seguir a inicial maiúscula do cobre escreve-se a letra minúscula.

O símbolo químico de um elemento representa o *elemento químico*, um átomo desse mesmo elemento.

#### O símbolo:

S - representa o *elemento enxofre*; um átomo do elemento enxofre.

Fe - representa o *elemento ferro*; um átomo do elemento ferro.

O - representa o *elemento oxigénio*; um átomo do elemento oxigénio.

Da mesma forma:

2H - representa *dois átomos* do elemento hidrogénio.

3Fe - representa *três átomos* de elemento ferro.

2O - representa *dois átomos* de elemento oxigénio.

8S - representa *oito átomos* de elemento enxofre.

Nitrogénio, oxigénio, hidrogénio e outras substâncias gasosas em condições normais existem na natureza como moléculas diatómicas. A quantidade dos átomos nestas moléculas indica-se com índice em frente e um pouco abaixo do símbolo.

$H_2$  (o hidrogénio existe na natureza como molécula com dois átomos).  
O símbolo químico representa um elemento químico.

## Compostos

Referimo-nos (já) que quando um prego de ferro é exposto a humidade sofre um processo químico, o enferrujamento. O elemento ferro que constitui o prego perde o seu brilho metálico e torna-se castanho-vermelhado. Quimicamente a formação de ferrugem significa a combinação do elemento ferro com elemento oxigénio que existe na natureza na forma diatómica. Portanto a ferrugem não é ferro nem oxigénio mas sim um produto de combinação entre ferro (húmido) e oxigénio.

Substâncias como a ferrugem constituídas por mais do que um elemento chamam-se *compostos*. Para além da ferrugem existem outros compostos. O açúcar da cana, o sal de cozinha, o álcool, são exemplos de compostos.

No açúcar da cana, existem elementos carbono (C); oxigénio (O); hidrogénio (H). No sal de cozinha encontram-se os elementos sódio (Na) e cloro (Cl) e no álcool os elementos carbono, oxigénio e hidrogénio.

Nos compostos, dois ou mais elementos ligam-se entre si formando uma única substância.

Um composto químico forma-se numa reacção química, durante a qual os elementos perdem as suas propriedades específicas iniciais.

- Composto e elemento são substâncias puras.
- Compostos são substâncias constituídas pelo menos por dois elementos diferentes.

### Fórmula química

Os compostos químicos são representados por *fórmula química*. A fórmula química obtém-se a partir dos símbolos dos elementos que constituem os compostos químicos.

A fórmula  $NaCl$  (cloreto de sódio) representa o sal de cozinha. A fórmula  $CO_2$  representa o composto dióxido de carbono.  $H_2O$  é a fórmula da água.

A partir duma fórmula química pode-se ver:

- o tipo de átomos que formam o composto,
- a quantidade de átomos de cada elemento no composto.

O sal da cozinha  $NaCl$ , é constituído pelos elementos sódio  $Na$  e cloro  $Cl$ . A água  $H_2O$ , é um composto químico constituído por hidrogénio ( $H$ ) e oxigénio ( $O$ ). O composto dióxido de carbono  $CO_2$  contém elementos carbono ( $C$ ) e oxigénio ( $O$ ).

A partir da fórmula nota-se também que:

- O sal de cozinha  $NaCl$  é formado por 1 átomo de sódio e 1 átomo de cloro;

- A água  $H_2O$ , tem dois átomos de hidrogénio e 1 átomo de oxigénio;
- $CO_2$  dióxido de carbono, possui 1 átomo de carbono e 2 átomos de oxigénio.

A proporção dos átomos dos elementos num composto é indicada com um número que se escreve a frente do símbolo de cada elemento no composto.

A representação  $N_2$ ,  $O_2$  para nitrogénio e oxigénio molecular é uma fórmula. Ela indica a quantidade de átomos iguais que compõem as moléculas e oxigénio.

A partir duma fórmula química pode-se tirar conclusões sobre a proporção dos átomos numa molécula.

## Mol

Todas as substâncias são constituídas por partículas que podem ser átomos ou moléculas.

Sabemos já que os elementos são representados por símbolos e as moléculas por fórmulas.

No nosso dia a dia fala-se frequentemente de: um par de sapatos, uma dúzia de ovos, uma resma de papel, para designar dois sapatos, doze ovos, 500 folhas de papel respectivamente.

Portanto, par, dúzia e resma são unidades de contagem de quantidade.

Os símbolos e a fórmula não indicam apenas substâncias e sua constituição mas sim uma certa quantidade de partículas.

*Qual é o número de partículas, átomos, moléculas, existentes numa dada quantidade de substâncias?*

Uma dada quantidade de substância contém uma mole de partículas. Portanto, mole, é uma unidade de quantidade de substância em química.

Mole deriva de latim "moles", que em português significa "montão".

O símbolo da mole é *mol*.

Assim como nas outras unidades existe também mol e mmol.

Como uma pequena porção de matéria contém milhões e milhões de partículas, uma mole contém um número extremamente maior de átomos e moléculas.

Por definição 1 mol são tantas partículas, como átomos existentes em 12 g de carbono.

O número certo de partículas 1 mol foi determinado pelo Avogadro, é igual a  $6,02 \times 10^{23}$ .

Assim:

1 mol de átomos contém  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos

1 mol de moléculas contém  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas.

$6,02 \cdot 10^{23}$  partículas por mole, chama-se *constante de Avogadro* ( $N_A$ ).

- 1 mol de enxofre contém  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de enxofre

- 1 mol de dióxido de carbono contém  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de dióxido de carbono.

Pode-se afirmar então que o símbolo e a fórmula duma substância representa 1 mol da substância.

Mole é a unidade de quantidade de substância.

1 mol contém  $6,02 \cdot 10^{23}$  partículas.

O símbolo químico e a fórmula química têm portanto dois significados:

- significado qualitativo
- significado quantitativo

Por exemplo, a fórmula  $H_2O$ , significa qualitativamente que  $H_2O$  é a substância água e que a água é constituída por átomos de hidrogénio e oxigénio.

Quantitativamente a fórmula  $H_2O$  representa a proporção dos átomos na molécula de água

H: O=2:1

O significado quantitativo do símbolo e fórmula é de o símbolo e fórmula indicar 1 mol de substância.

Uma especial atenção deve-se dar ao indicar a mole das substâncias gasosas; como o nitrogénio porque estes elementos existem em forma diatómica. A fórmula  $N_2$  indica 1 mol de nitrogénio molecular que são  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de nitrogénio.

Cada molécula de nitrogénio contém 2 átomos, então pode-se imaginar que 1 mol de nitrogénio molecular formou-se a partir de 2 mol de nitrogénio atómico. Portanto, torna-se evidente que é necessário clarificar para este tipo de elementos que se refere a substância atómica ou molecular.

A fórmula de um dos dois óxidos de ferro é  $Fe_2O_3$ .

A proporção de átomos de ferro e oxigénio é 2 : 3. Assim, 1 mol deste óxido de ferro contém 2 mol ferro e 3 mol oxigénio atómico.

Várias moles duma substância indicam-se em linguagem química com um coeficiente antes do símbolo ou fórmula de substância.

- $3S$  indica 3 mol enxofre
- $2H_2O$  indica 2 mol de água

A tabela seguinte ilustra a importância quantitativa dum símbolo e uma fórmula química.

Tabela 4 - Importância de símbolos e fórmulas

	Símbolo Al	Fórmula $Al_2O_3$
Significado qualitativo	Elemento alumínio	Óxido de alumínio constituído por alumínio e oxigénio
Significado quantitativo		
Proporção entre átomos		átomos de alumínio e oxigénio estão ligados entre si na proporção de 2:3
Número de moles	1 mol do elemento alumínio	1 mole de composto óxido de alumínio constituído por 2 mol de alumínio e 3 moles de oxigénio atómico

### Exercícios

- 1 - O que entende por elemento químico e um composto? Explique com exemplos.
- 2 - Os átomos de fósforo possuem cada um 15 electrões. Descreva a estrutura de um átomo de fósforo.
- 3 - Descreva a diferença existente entre as partículas: átomos e moléculas.
- 4 - Que significado têm os seguintes símbolos químicos: Al; Cu; Na; Fe; Mg;  $O_2$ ;  $N_2$ ?
- 5 - Compare o número de protões e partículas com carga eléctrica positiva nos átomos de enxofre e oxigénio!
- 6 - O núcleo de um átomo de prata tem 47, de um átomo de ouro 79, de um átomo de ferro 26 cargas eléctricas positivas. Quantos protões existem no núcleo de cada um desses átomos?
- 7 - Desenhe um modelo atómico do átomo de alumínio. O núcleo de um átomo de alumínio tem 13 protões.
- 8 - Porque é que o átomo é electricamente neutro?
- 9 - Mencione as propriedades e aplicações que conheces dos seguintes elementos químicos.  
a) ferro b) cobre c) zinco d) oxigénio e) prata f) ouro
- 10 - Mostre com base nas propriedades que oxigénio, enxofre, nitrogénio e hidrogénio são ametais.
- 11 - Escreva os símbolos químicos dos elementos: ferro, zinco, chumbo, prata, ouro, oxigénio e carbono.
- 12 - Porque é que não é possível representar simbolicamente apenas com uma letra todos os elementos químicos?
- 13 - Faça uma tabela com subdivisões: Elemento, composto e mistura. Complete a tabela usando as substâncias: óxido de magnésio, cobre, oxigénio, solução de açúcar, ar, nitrogénio, solução de sal de cozinha, fósforo, óxido de cobre, chumbo.

# CAPÍTULO III

**Massa atômica - massa molecular  
massa molar - concentração  
molar - concentração percentual**

# MASSA ATÓMICA - MASSA MOLECULAR - MASSA MOLAR. CONCENTRAÇÃO MOLAR - CONCENTRAÇÃO PERCENTUAL

## Massa atômica

Uma característica de todas as partículas existentes na natureza é a massa. Através da pesagem pode-se determinar a massa dos corpos. Porém, a massa do átomo é muitíssimo pequena não é possível determiná-la directamente. Se expressarmos a massa dos átomos através das unidades habituais (o quilograma, o grama) o seu valor será um número demasiado pequeno. A massa dos átomos é determinada através de cálculos muito complicados.

Assim, sabe-se que a massa dum átomo de carbono é 0,000 000 000 000 000 000 000 000 02 g =  $2 \times 10^{-23}$  g e dum átomo de oxigénio é 0,000 000 000 000 000 000 000 000 0267 g =  $2,67 \times 10^{-23}$  g.  $2 \times 10^{-23}$  e  $2,67 \times 10^{-23}$  g são massas absolutas do átomo de carbono e oxigénio respectivamente.

Como se vê a massa atômica absoluta é muito pequena por isso não é adequada para os cálculos químicos.

Deste modo para exprimir a massa dos átomos os químicos usam a massa atômica relativa que se obtém comparando com a massa de um padrão.

O padrão escolhido e que até hoje é utilizado em todo o mundo é um determinado tipo de átomos de carbono, ao que foi atribuído a massa de 12 unidades.

Assim, a massa atômica relativa dum elemento obtém-se comparando a massa atômica absoluta desse elemento com a duodécima parte (1/12) da massa do átomo de carbono 12.

$$\text{massa atômica relativa de oxigénio} = \frac{\text{massa de um átomo de oxigénio}}{\text{duodécima parte de massa do átomo de carbono 12}}$$

Representa-se a massa atômica relativa pelo símbolo  $A_r$ , onde "A" é o número de massa e "r" é a primeira letra da palavra "relativa". Assim:

$$A_r(\text{O}) = \frac{0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 0267\ \text{g}}{\frac{1}{12} \times 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 02\ \text{g}} = \frac{2,67 \times 10^{-23}\ \text{g}}{\frac{1}{12} \times 2 \times 10^{-23}\ \text{g}} = 16$$

O oxigénio tem assim uma massa atômica relativa 16. Isto significa que os átomos de oxigénio têm uma massa média dezasseis vezes maior que 1/12 da massa do átomo de carbono 12. Existem tabelas com massas atômicas relativas. Nos cálculos usa-se valores de  $A_r$  arredondados.

Repare que a massa atômica relativa não tem unidades.

Tabela 5 - Massa atômica relativa de alguns elementos.

Nome do elemento	Símbolo químico	Massa atômica relativa em u.m.a.	Massa atômica relativa arredondada, em u.m.a
Carbono	C	12,01	12,0
Oxigénio	O	15,99	16,0
Enxofre	S	32,06	32,0
Hidrogénio	H	1,00	1,0
Nitrogénio	N	14,00	14,0
Sódio	Na	22,08	23,0

## Massa molecular relativa

Em química usa-se além da massa atômica relativa, a massa molecular relativa. A massa molecular relativa, pode ser dada para todas as moléculas diatómicas e todos os compostos. A massa molecular relativa que tem o símbolo  $M_r$ , pode ser determinada também para as substâncias que não são constituídas por moléculas como é o caso dos sais, óxidos tratados nos próximos capítulos.

A massa molecular relativa obtém-se comparando a massa média duma molécula com a duodécima parte da massa do átomo de carbono 12.

Para calcular a massa molecular relativa toma-se em consideração a proporção dos átomos na fórmula da substância. As massas atômicas relativas de todos os elementos são somadas de acordo com a sua proporção na fórmula.

São seguintes os passos a considerar para calcular a massa molecular relativa duma substância:

1. Identificar a proporção dos átomos na molécula;
2. Escrever as massas atômicas dos elementos na molécula;
3. Multiplicar o número dos átomos do elemento com a respectiva massa atômica relativa;
4. Somar os resultados da multiplicação.

Ex: Massa molecular relativa de água  $H_2O$

1. Hidrogénio: Oxigénio 2:1
2. Hidrogénio 1 u.m.a  
Oxigénio 16 u.m.a.
3. Hidrogénio  $2 \times 1 = 2$  u.m.a.  
Oxigénio  $1 \times 16 = 16$  u.m.a.
4. Hidrogénio 2 u.m.a.

Oxigénio 16 u.m.a.

H<sub>2</sub>O 18 u.m.a.

Mr (H<sub>2</sub>O) = 1X2+16 = 18 u.m.a.

A massa molecular relativa de H<sub>2</sub>O é 18. Geralmente não é necessário representar as unidades de massa atómica (u.m.a.) nas massas relativas

A fórmula do óxido de alumínio é Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Nesta fórmula estão 2 átomos de alumínio (massa atómica ou relativa 27) e 3 átomos de oxigénio (massa atómica relativa 16) ligados entre si.

A massa molecular relativa do óxido de alumínio é:  
 $2 \times 27 + 3 \times 16 = 54 + 48 = 102$ .

A fórmula de nitrogénio é N<sub>2</sub>. Dois átomos de nitrogénio (massa atómica relativa 14) formam a molécula do nitrogénio. A massa molecular do nitrogénio é:  $2 \times 14 = 28$ .

Massa molecular relativa é a soma das massas atómicas de todos os átomos que constituem a molécula.

## Massa Molar

Muitas vezes ao calcular a massa das substâncias nas reacções químicas, torna-se necessário estabelecer a relação entre a massa de substância e os respectivos números de moles. Esta relação é dada pela massa molar, símbolo *M*

A unidade de massa molar é g/mol (grama por mole), mas também pode ser expressa em kg/mol ou mg/mmol.

Assim, a massa molar duma substância, é a massa em gramas de uma mole dessa substância.

A massa de uma mole de átomos, moléculas, isto é, a massa de  $6,02 \times 10^{23}$  átomos ou moléculas, exprime-se pelo mesmo valor numérico que a massa atómica relativa, massa molecular relativa na unidade grama.

A massa molar *M* de uma substância é a razão entre a massa *m* e o respectivo número de moles *n*.

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

A massa molar (*M*) de uma substância é a razão entre a massa (*m*) e o respectivo número de moles (*n*).

$$M = \frac{m}{n} \text{ onde:}$$

*M* = massa molar em g/mol

*n* = número de moles

*m* = massa da substância em gramas,

**Exemplos:**

- A massa molar de carbono (C) é 12 g/mol
- A massa molar de enxofre (S) é 32 g/mol.
- A massa molar de cloreto de sódio (NaCl) é 58,5g/mol.
- Com ajuda da massa molar e conhecendo o número de moles duma substância, é possível calcular a respectiva massa

$$M = \frac{m}{n}; m = n \times M; n = \frac{m}{M}$$

Os problemas seguintes permitem aplicar esta fórmula:

1. Quantas moles de dióxido de carbono existem em 176g (massa molar de dióxido de carbono  $\text{CO}_2$ : 44 g/mol)?

Dados:  $m = 176 \text{ g}$ ;  $M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$

**Resolução:**

$$\text{CO}_2 = \frac{m}{M} = \frac{176 \text{ g} \times \text{mol}}{44 \text{ g}} = 4 \text{ mol}$$

**Resposta:**

Em 176 g de  $\text{CO}_2$  existem 4 moles.

2. Quantas gramas correspondem 0,5 mol de óxido de cálcio,  $\text{CaO}$  (massa molar de óxido de cálcio  $\text{CaO}$ : 56 g/mol)

Dados:  $n_{\text{CaO}} = 0,5 \text{ mol}$ ;  $M_{\text{CaO}} = 56 \text{ g/mol}$   $m = ?$

**Resolução:**

$$m = n \times M$$

$$m = 0,5 \text{ mol} \times 56 \text{ g/mol}$$

$$m = 28,0 \text{ g}$$

**Resposta:**

0,5 mol correspondem a 28 g de  $\text{CaO}$

3. Quantas moléculas de óxido de cálcio existem em 0,5 mol?

**Resolução:**

Se, 1 mol de moléculas de óxido de cálcio existem  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas então em 0,5 mol de moléculas de  $\text{CaO}$  existem  $x$  mol de moléculas.

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{0,5 \text{ mol}}{x}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se

$$x = 3,01 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

**Resposta:**

Em 0,5 mol de óxido de cálcio existem  $3,01 \times 10^{23}$  moléculas.

## Cálculo da concentração molar e da concentração percentual de uma solução

Denomina-se concentração de uma solução a relação entre a quantidade de soluto e a quantidade de solvente ou de solução.

$$\text{Concentração} = \frac{\text{quantidade de soluto}}{\text{quantidade de solvente ou solução}}$$

Existem várias maneiras para exprimir a concentração duma solução. Algumas dessas maneiras são as que as quantidades de soluto, solvente ou solução são dadas através das suas massas, volume e número de moles.

Em química a concentração molar de uma solução exprime quantas moles do soluto estão dissolvidas em 1 dm<sup>3</sup> de solução. (Note que 1 dm<sup>3</sup> é igual a 1000 cm<sup>3</sup> ou a 1 litro).

A expressão que permite calcular a concentração molar de uma solução é:

$$c = \frac{n}{v}$$

em que:

c — representa a concentração molar

n — representa as moles de soluto

v — representa o volume da solução

A concentração molar exprime-se: mole por decímetro cúbico (símbolo: mol/dm<sup>3</sup> ou mol<sup>-1</sup>).

Esta unidade é muitas vezes abreviada e escreve-se simplesmente M. Assim:

Uma solução 0,1 M (ou 0,1 mol x dm<sup>3</sup>) contém 0,1 mol de soluto dissolvido em 1 dm<sup>3</sup> da solução;

Uma solução de 0,2 M (ou 0,2 mol x dm<sup>3</sup>) contém 0,2 mol de soluto dissolvido em 1 dm<sup>3</sup> da solução.

As concentrações também podem ser expressas em percentagens. A concentração percentual corresponde ao quociente da massa do soluto pela massa total da solução (soluto+solvente) e o resultado desse quociente multiplica-se por 100.

$$\% = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução (soluto + solvente)}} \times 100$$

Os problemas seguintes permitem aplicar os significados da concentração molar e de concentração percentual.

1. Quantas moles de nitrato de chumbo  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  existem em  $50 \text{ cm}^3$  de uma solução deste sal cuja concentração molar é  $0,1 \text{ M}$ ?

Resolução:

$$\begin{array}{ccc} 1000 \text{ cm}^3 \text{ (ou } 1 \text{ dm}^3\text{)} & \text{---} & 0,1 \text{ M} \\ 50 \text{ cm}^3 & \text{---} & x \end{array}$$

$$x = \frac{50 \times 0,1}{1000} = 0,005 \text{ mol}$$

ou, utilizando a expressão  $c = \frac{n}{v}$

$$0,1 = \frac{n}{v} \quad n = 0,005 \text{ mol}$$

2. Qual é a concentração molar de uma solução que contém  $20 \text{ g}$  de hidróxido de sódio  $\text{NaOH}$  em  $500 \text{ cm}^3$  de solução?

Dados:  $M(\text{NaOH}) = 40$

Resolução:

Calcular em primeiro lugar quantos gramas de  $\text{NaOH}$  existem em  $1 \text{ dm}^3$  de solução.

$$\begin{array}{ccc} 500 \text{ cm}^3 & \text{---} & 20 \text{ g} \\ 1000 \text{ cm}^3 \text{ (ou } 1 \text{ dm}^3\text{)} & \text{---} & x \end{array}$$

$$x = \frac{100 \times 20}{500} = 40 \text{ g}$$

Como  $40 \text{ g}$   $\text{NaOH}$  correspondem à massa de  $1 \text{ mol}$  dessa substância, conclui-se por isso que em  $1 \text{ dm}^3$  existe  $1 \text{ mol}$  de  $\text{NaOH}$ , portanto, a concentração molar da solução é  $1 \text{ M}$ .

3. Calcular a concentração molar de uma solução de cloreto de hidrogénio ( $\text{HCl}$ ) que contém  $7,3 \text{ g}$  desse composto por  $500 \text{ cm}^3$  de solução.

Dados:  $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g}$

Resolução:

Determina-se a massa de  $\text{HCl}$  existente em  $1 \text{ dm}^3$  da solução:

$$500 \text{ cm}^3 \text{ --- } 7,3 \text{ g}$$

$$1000 \text{ cm}^3 \text{ --- } x$$

$$x = 14,6 \text{ g}$$

2: Calcula-se quantas moles correspondem à massa de  $14,6 \text{ g}$ .

$$\begin{array}{r}
 1 \text{ mol} \text{ ---} \text{---} 36,5 \text{ g} \\
 x \text{ ---} \text{---} 14,6 \text{ g} \\
 \\
 x = \frac{14,6 \text{ g} \times 1 \text{ g}}{36,5 \text{ g}} = 0,4 \text{ mol}
 \end{array}$$

Então, em  $1 \text{ dm}^3$  existem  $0,4 \text{ mol}$  de  $\text{HCl}$ . Logo, a concentração molar da solução é  $0,4 \text{ M}$ .

4. Qual é a percentagem em peso de hidróxido de sódio numa solução que contém  $10 \text{ g}$  desse hidróxido em  $90 \text{ g}$  de água?

Resolução:

$$\% = \frac{10 \text{ g}}{90 \text{ g} + 10 \text{ g}} \times 100 = 10\%$$

### Determinação da composição centesimal de um composto

Para determinar a composição centesimal de um composto, calcula-se a massa de cada um dos seus elementos constituintes, em  $100 \text{ g}$  desse composto.

Os problemas seguintes permitem calcular a composição centesimal de alguns compostos:

1. Calcular a composição centesimal do peróxido de hidrogénio ( $\text{H}_2\text{O}_2$ )

Dados:  $\text{Ar}(\text{H}) = 1,0$

$\text{Ar}(\text{O}) = 16,0$

Resolução:

1º - Cálculo da massa molecular relativa do composto:

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 \times \text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{O})$$

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 \times 1,0 + 2 \times 16,0$$

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}_2) = 2,0 + 32,0$$

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}_2) = 34,0$$

2º - Cálculo da massa de cada um dos elementos constituintes, existentes em  $1 \text{ mol}$  do composto:

$1 \text{ mol}$  de peróxido de hidrogénio contém:

$2 \text{ mol}$  de hidrogénio

$2 \text{ mol}$  de oxigénio

a que correspondem as massas de:

$2 \text{ g}$  de hidrogénio

$2 \times 16 = 32 \text{ g}$  de oxigénio.

3º - Se em 34 g de peróxido de hidrogénio há 2 g de hidrogénio e 32 g de oxigénio, então, em 100 g de peróxido de hidrogénio há X g de hidrogénio e Y g de oxigénio.

4º - Sob a forma de proporção:

$$\frac{34 \text{ g}(\text{H}_2\text{O}_2)}{2 \text{ g}(\text{H})} = \frac{100 \text{ g}(\text{H}_2\text{O}_2)}{x \text{ g}(\text{H})}$$

$$x = \frac{2 \times 100}{34}$$

$$x = 5,88 \text{ g}$$

$$\frac{34 \text{ g}(\text{H}_2\text{O}_2)}{32 \text{ g}(\text{O})} = \frac{100 \text{ g}(\text{H}_2\text{O}_2)}{y \text{ g}(\text{O})}$$

$$y = \frac{32 \times 100}{34}$$

$$y = 94,12 \text{ g}$$

A composição centesimal do peróxido de hidrogénio é:  
5,88% de hidrogénio;  
94,12% de oxigénio.

3. Calcular a composição centesimal do sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ).

Dados:  $\text{Ar}(\text{Na}) = 23,0$

$\text{Ar}(\text{S}) = 32,0$

$\text{Ar}(\text{O}) = 16,0$

*Resolução:*

1º - Cálculo da massa molecular relativa do composto.

$$\text{Mr}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \times \text{Ar}(\text{Na}) + \text{Ar}(\text{S}) + 4 \times \text{Ar}(\text{O})$$

$$\text{Mr}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \times 23,0 + 32,0 + 4 \times 16,0$$

$$\text{Mr}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 46,0 + 32,0 + 64,0$$

$$\text{Mr}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142,0$$

2º - Cálculo da massa de cada um dos elementos constituintes existentes em 1 mol do composto:

1 mol de sulfato de sódio contém:

- 2 mol de sódio
- 1 mol de enxofre
- 4 mol de oxigênio

a que correspondem as massas de:

- $2 \times 23 \text{ g} = 46 \text{ g}$  de sódio
- $32 \text{ g}$  de enxofre
- $4 \times 16 \text{ g} = 64 \text{ g}$  de oxigênio.

3º - Se em  $142,0 \text{ g}$  de sulfato de sódio há  $46 \text{ g}$  de sódio,  $32 \text{ g}$  de enxofre e  $64 \text{ g}$  de oxigênio, então, em  $100 \text{ g}$  de sulfato de sódio há  $x \text{ g}$  de sódio,  $Y \text{ g}$  de enxofre e  $Z \text{ g}$  de oxigênio.

4º - Sob a forma de proporção:

$$\frac{142 \text{ g}(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{46 \text{ g}(\text{Na})} = \frac{100 \text{ g}(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{x \text{ g}(\text{Na})}$$

$$x = \frac{46 \times 100}{142}$$

$$x = 32,39 \text{ g}$$

$$\frac{142 \text{ g}(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{32 \text{ g}(\text{S})} = \frac{100 \text{ g}(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{y \text{ g}(\text{S})}$$

$$y = \frac{32 \times 100}{142}$$

$$y = 22,53 \text{ g}$$

$$\frac{142 \text{ g}(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{64 \text{ g}(\text{O})} = \frac{100 \text{ g}(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{z \text{ g}(\text{O})}$$

$$z = \frac{64 \times 100}{142}$$

$$z = 45,07 \text{ g}$$

A composição centesimal do sulfato de sódio é:

- 32,39% de sódio
- 22,53% de enxofre
- 45,07% de oxigénio

3. Calcular a composição centesimal do ácido nítrico, sabendo que a sua fórmula química é  $\text{HNO}_3$ .

Dados:

$$\text{Ar (H)} = 1,0$$

$$\text{Ar (N)} = 14,0$$

$$\text{Ar (O)} = 16,0$$

Resolução:

1º - Cálculo da massa molecular relativa do composto:

$$\text{Mr}(\text{HNO}_3) = \text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{N}) + 3 \times \text{Ar}(\text{O})$$

$$\text{Mr}(\text{HNO}_3) = 1,0 + 14,0 + 3 \times 16,0$$

$$\text{Mr}(\text{HNO}_3) = 63,0$$

2º - Cálculo da massa de cada um dos elementos constituintes, existentes em 1 mol do composto:

- 1 mol de ácido nítrico contém:
- 1 mol de hidrogénio
- 1 mol de azoto
- 3 mol de oxigénio

a que correspondem as massas de:

- 1g de hidrogénio
- 14g de azoto
- $16 \times 3 = 48$  g de oxigénio.

3º - Se em 63 g de ácido nítrico há 1 g de hidrogénio, 14g de azoto e 48 g de oxigénio, então, em 100g de ácido nítrico há X g de hidrogénio, Y g de azoto e Z g de oxigénio.

$$\frac{63 \text{ g}(\text{HNO}_3)}{1 \text{ g}(\text{H})} = \frac{100 \text{ g}(\text{HNO}_3)}{x \text{ g}(\text{H})}$$

$$x = \frac{100}{63}$$

$$x = 1,59 \text{ g}$$

$$\frac{63 \text{ g}(\text{HNO}_3)}{14 \text{ g}(\text{N})} = \frac{100 \text{ g}(\text{HNO}_3)}{y \text{ g}(\text{N})}$$

$$y = \frac{1400}{63}$$

$$y = 22,22 \text{ g}$$

$$\frac{63 \text{ g}(\text{HNO}_3)}{48 \text{ g}(\text{O})} = \frac{100 \text{ g}(\text{HNO}_3)}{z \text{ g}(\text{O})}$$

$$z = 76,19 \text{ g}$$

A composição centesimal do ácido nítrico é:

- 1,59% de hidrogénio
- 22,22% de azoto
- 76,19% de oxigénio

### Exercícios

1 - Dados os seguintes compostos:

- a)  $\text{Al}_2\text{O}_3$
- b)  $\text{FeO}$
- c)  $\text{CaO}$
- d)  $\text{SO}_2$
- e)  $\text{P}_2\text{O}_5$
- f)  $\text{PbO}_2$

Indique os elementos de cada composto bem como a relação dos átomos que constituem cada composto.

2 - Dados os seguintes compostos:

$\text{HNO}_3$  (ácido nítrico)

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (açúcar comum)

a) Explique a constituição de cada composto.

b) Indique a proporção dos átomos nos dois compostos.

3 - Quantas partículas existem em 2 mol; 0,5 mol; 5 mol de substância?

4 - Qual é o significado quantitativo de: Mg; Al; MgO;  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;  $\text{CO}_2$ ; ZnO?

5 - Explique o significado das seguintes fórmulas:

a) 5P; 3K; Pb; 7C; 2Fe

b)  $4\text{Al}_2\text{O}_3$ ;  $3\text{SO}_2$ ;  $4\text{MgO}$ ;  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

c)  $2\text{N}_2$ ;  $\text{O}_2$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $3\text{H}_2\text{O}$

6 - Escreva em linguagem química:

a) 2 mol dióxido de carbono;

b) 3 mol ouro;

c) 6 mol de oxigénio molecular.

7 - Qual é a massa atómica relativa de oxigénio; nitrogénio; chumbo; prata; zinco; potássio? (consulte na tabela e dê valores arredondados).

8 - Calcule a massa molecular relativa das substâncias seguintes:

a) ZnO,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,

b)  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2$ , PbO

9 - Determine a massa molar de:

a) Alumínio, carbono, fósforo, enxofre, ferro.

10 - Qual é a massa de:

a) 1 mol alumínio; 1 mol enxofre; 1 mol cobre?

b) 2 mol zinco; 5 mol ferro; 0,5 mol carbono?

c) 1 mol oxigénio molecular, 1 mol nitrogénio molecular, 2 mol oxigénio molecular?

d) 0,5 mol, 2 mol, 5 mol e 10 mol alumínio?

11 - Determine o número de moles correspondentes as massas:

a) 24 g de magnésio, 27 g de alumínio, 200,5g de mercúrio

b) 12 g de magnésio, 32 g de oxigénio, 31,75 g de cobre

c) 81 g de ZnO, 223 g de PbO, 19 g de  $\text{N}_2\text{O}_4$

12 - Calcule quantos átomos existem em 24 g de magnésio; 27 g de alumínio e 200,5g de mercúrio.

13 - Dado o composto  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,

a) Calcule a percentagem do elemento ferro contido em 100 g do composto.

b) Calcule a massa do óxido de ferro (III) que contém 35% de ferro.

# CAPÍTULO IV

**Reacções e equações químicas**

# REACÇÕES E EQUAÇÕES QUÍMICAS

A Química surgiu há milhares de anos e mesmo assim, ela foi sempre algo surpreendente. É estranho por exemplo, que o sódio metálico, mole, opaco e prateado que é, ao entrar em contacto com água, um líquido por toda gente conhecido, provoque um despreendimento simultâneo de luz e calor; que a partir do girassol, coco ou semente de algodão, se produz o sabão. Há muitos outros fenómenos estranhos que acontecem diariamente e não são raras, as vezes em que as pessoas perguntam, "o porquê" das coisas. Um dos problemas centrais na química é achar uma explicação dos factos, decorrentes do nosso dia a dia.

## Reacção Química

Quando se fala de uma reacção química dá-nos por vezes a impressão de um homem velho careca, cheio de barba branca, vestido de bata branca e rodeado de instrumentos complicados a fazer misturas para salvar o mundo.

Poucas vezes sabemos que o despreendimento de luz e calor quando o sódio entra em contacto com água, a obtenção do sabão, a deterioração dos alimentos, a reprodução dos seres vivos, enferrujar de uma faca, são exemplos duma reacção química.

### Experiência:

Atenção: Não olhar muito para a chama ao queimar o magnésio.

- Uma fita de magnésio
- Uma tesoura, ou faca
- Bico de bunsen ou lamparina
- Uma garra
- Corte cinco centímetros de fita de magnésio metálico e segure com a garra.
- Queime o magnésio sobre a chama, como se indica na figura sobre combustão do magnésio.

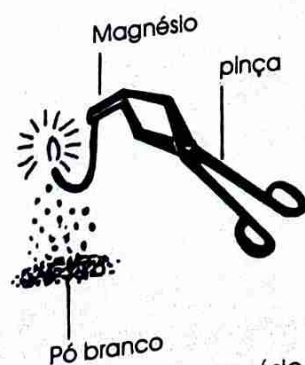


Fig. 21 - Combustão de magnésio

### Observação:

Quando se queima o magnésio metálico, observa-se:

- emissão de luz branca e brilhante
- desaparecimento do metal magnésio
- formação de pó branco, uma nova substância.

Quando a fita de magnésio queima forma-se um produto branco em pó, diferente da fita. O pó tem propriedades diferentes de magnésio, por isso, durante o processo ocorreu uma reacção química.

Um outro elemento que participa na queima de magnésio é o oxigénio do ar. Todas as substâncias só ardem com a presença do oxigénio.

O magnésio combina-se com oxigénio do ar. Durante o processo liberta-se luz e calor.

Quando uma substância arde libertando luz e calor, diz-se que sofre uma *combustão*.

Combustão é uma reacção química acompanhada de libertação de luz e calor.

Durante a reacção de combustão de magnésio há também variação das propriedades físicas das substâncias. O magnésio no estado sólido reage com oxigénio gasoso e forma pó branco (óxido de magnésio).

Uma reacção química é um processo em que as substâncias se transformam em outras

Assim, pode-se afirmar que uma reacção química tem as seguintes características:

- transformação de substâncias noutras com propriedades químicas diferentes.
- mudança do conteúdo energético de substância;
- transformação química acompanhada de variação das propriedades físicas das substâncias.

Para que uma reacção química ocorra são necessárias certas condições. As condições das quais o decorrer de uma reacção química depende são:

- existência de partículas reagentes
- o movimento das partículas
- choque eficiente das partículas e
- existência da quantidade mínima de energia para provocar a reacção.

As reacções químicas podem ser representadas simbolicamente ou graficamente. A representação gráfica duma reacção química chama-se equação química.

É sempre útil obter noções gerais quanto à variedade de reacções químicas que podem ser encontradas. Algumas dessas reacções são apresentadas em exemplos seguintes:

a) *Reacções redox*

São reacções onde ocorre oxidação e redução simultaneamente.



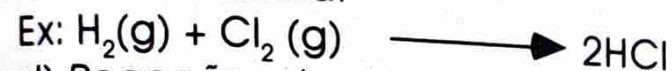
b) *Reacções de precipitação*

São reacções que ocorrem com a formação de um sólido chamado precipitado



c) *Reacções de combinação ou síntese*

Nelas duas ou mais substâncias combinam-se para formar uma nova substância.



d) *Reacções de decomposição ou análise*

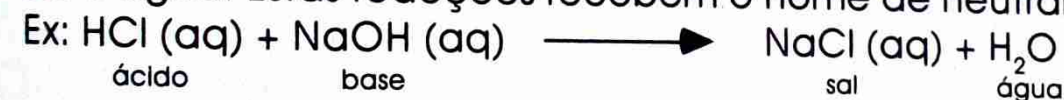
Reacções de decomposição são aquelas que sob acção do calor uma única substância é decomposta em duas ou mais produtos distintos.



Sob aquecimento, o carbonato de cálcio decompõe-se em óxido de cálcio e dióxido de carbono.

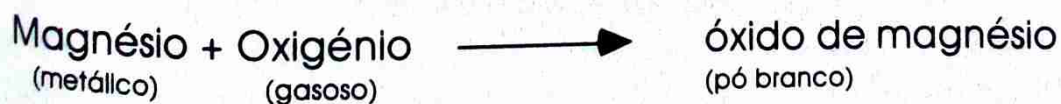
c) *Reacções ácido base*

São reacções que ocorrem entre um ácido e uma base formando sal e água. Estas reacções recebem o nome de neutralização.



## Equações Químicas

A combustão de magnésio pode ser representada numa equação química, da seguinte maneira:



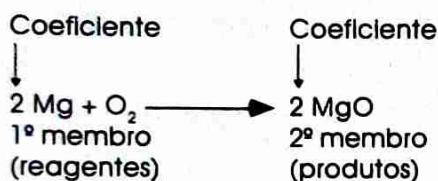
Numa reacção química distingue-se reagentes e produtos de reacção. São reagentes as substâncias que reagem, e são produtos as substâncias que se formam na reacção.

Numa equação química, o que aparece à esquerda da seta constitui o primeiro membro e o que estiver após a seta constitui o segundo membro. A seta que separa os reagentes dos produtos indica o processo de transformação das substâncias.

Sabemos que os elementos químicos podem ser representados por símbolos e as moléculas, por fórmulas químicas. Assim, uma equação química pode ser escrita usando símbolos das substâncias envolvidas na reacção.

O símbolo de magnésio é Mg e de oxigénio  $O_2$  (oxigénio molecular tal como existe na natureza).

A equação de reacção entre magnésio e oxigénio (combustão) pode ser escrita da seguinte maneira:



Uma equação química tem sempre significado quantitativo e qualitativo. Quantitativamente a equação química indica a proporção molar das substâncias que reagem. Esta proporção é indicada pelos coeficientes dos símbolos e fórmulas na equação.

O significado quantitativo da combustão do magnésio é: 2 moles magnésio reagem com 1 mol oxigénio molecular e forma 2 mol óxido de magnésio.

Qualitativamente a equação química indica as substâncias que reagem.

Significado qualitativo da combustão de magnésio:  
magnésio reage com oxigénio e forma óxido de magnésio.

É sempre necessário tomar em consideração através dos coeficientes, que o número de átomos de um elemento é igual em ambos os membros da equação. O número de átomos nos reagentes deve ser igual ao número de átomos nos produtos.

Equação química é a representação gráfica duma reacção química.  
Numa equação química distingue-se reagentes e produtos da reacção.

## Valência dos Elementos nos Compostos

Nos compostos, os átomos dos elementos estão ligados uns aos outros em proporções fixas.  
A tabela abaixo contém as fórmulas de alguns óxidos.

Tabela 6 - Fórmulas de alguns compostos

Fórmula	Proporção dos átomos: oxigénio: elemento
H <sub>2</sub> O	Hidrogénio: oxigénio = 2 : 1
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Alumínio: oxigénio = 2 : 3
MgO	Magnésio : oxigénio = 1 : 1
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ferro : oxigénio = 2 : 3
CaO	Cálcio : oxigénio = 1 : 1

Da tabela observa-se que as fórmulas indicam as proporções dos átomos dos elementos num composto. A valência dum elemento representa-se em números romanos por cima do símbolo do elemento à direita. Exemplos:



A valência de um elemento é o número (capacidade) que indica quantos átomos de hidrogénio podem ligar-se com um átomo do elemento ou substituir num composto.

Existem elementos com uma única valência (H; Ca; Al; etc) e outros com mais do que uma valência:

Ferro: Fe (II e III)

Chumbo: Pb (II e IV).

## Como Escrever a Fórmula dum Composto?

Conhecendo a valência dos elementos de que o composto é constituído é possível escrever correctamente a fórmula dum composto.

Compostos com dois elementos, por exemplo os óxidos, basta recordar-se que nestes compostos, a valência de oxigénio é II para deduzir a valência do outro elemento. Por exemplo para saber a valência do Fe, no óxido Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> raciocina-se da seguinte maneira.

1 - A proporção dos átomos de ferro e oxigénio no óxido de ferro Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> é 2 : 3.

Três átomos de oxigênio correspondem a valência  $6; 3 \times 2 = 6$  (três átomos de oxigênio cada um com valência 2).

2 - Já que as valências dos elementos num composto devem ser iguais, então os dois átomos de ferro têm que ter também valência 6.

3 - O ferro tem por isso valência 3.

$$\left(\frac{6}{2} = 3\right)$$

No exemplo anterior  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , nota-se que o número total da valência que deve ser igual (6) corresponde ao menor múltiplo comum (m.m.c.) da valência dos elementos Fe (III) e oxigênio (II).

Tabela 7 - Alguns elementos e suas valências.

Nome de elemento	Símbolo	Valência
Hidrogênio	H	I
Lítio	Li	I
Berílio	Be	II
Boro	B	III
Carbono	C	IV
Nitrogênio	N	V
Oxigênio	O	II
Flúor	F	I
Sódio	Na	I
Magnésio	Mg	II
Alumínio	Al	III
Silício	Si	IV
Fósforo	P	V
Enxofre	S	II
Cloro	Cl	I
Potássio	K	I
Cálcio	Ca	II

Para escrever a fórmula química de um composto através da valência dos elementos que o constituem é preciso seguir os seguintes passos.

- 1 - Escrever os símbolos dos elementos.
- 2 - Determinar a valência dos elementos.
- 3 - Calcular o m.m.c. a partir da valência dos elementos.
- 4 - Dividir o m.m.c. pela valência de cada elemento. O resultado desta divisão indica o número de átomos deste elemento na fórmula.
- 5 - Escrever a fórmula do óxido.

Assim, a fórmula de óxido de fósforo pode ser escrita da seguinte maneira:

1 - símbolos dos elementos P e O

V    II

2 - valência dos elementos

P    O

3 - m.m.c. = 10

4 - divisão do m.m.c. pela valência  $10 : 5 = 2$ ;  $10 : 2 = 5$

5 - fórmula do óxido  $P_2 O_5$

### Exercício de aplicação

Qual é a fórmula do óxido de sódio?

Seguindo os passos 1 a 5 pode-se escrever a fórmula do óxido de sódio.

- a) Na             (símbolos)  
   I            II
- b) Na             (valência)
- c) 2            (m.m.c.)  
   2            1
- d) Na             (divisão do m.m.c. pela valência)
- e)  $Na_2$          (fórmula)

## Lei da Conservação da Massa - Acerto de Equações

### Lei da Conservação de Massa

Na experiência seguinte investiga-se a massa das substâncias durante a reacção química.

#### Experiência:

- cobre em pó e oxigénio, num tubo de ensaio bem fechado.

- balança

- bico de bunsen

• pese o tubo de ensaio contendo cobre e oxigénio

• com o bico de bunsen aqueça o tubo de ensaio até que os elementos, cobre e oxigénio, reajam e deixe arrefecer.

• pese de novo o tubo de ensaio com o produto de reacção.

#### Observação:

• O tubo tem o mesmo peso, antes e depois de reacção.

Fazendo mais experiências concluiríamos que, qualquer fenómeno que ocorra num sistema fechado, a massa das substâncias nele envolvidas, permanece constante.

Esta observação foi feita pelo cientista Lavoisier no fim do século XVIII que enunciou a lei agora conhecida por *lei de conservação da massa* ou *lei de Lavoisier*. A lei da conservação de massa (lei de Lavoisier) diz que:

Uma reacção química não produz alteração da massa dos participantes, ou numa reacção química a massa total dos reagentes é igual a massa total dos produtos.

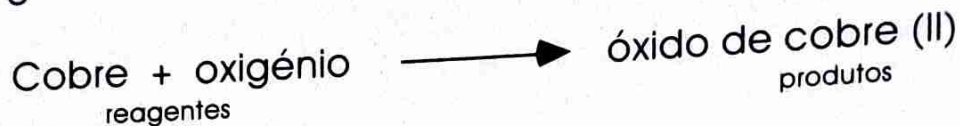
$$m_R = m_P$$

Onde:

$m_R$  = massa de reagentes

$m_P$  = massa de produtos.

A equação de reacção da experiência anterior pode ser escrita da seguinte maneira:

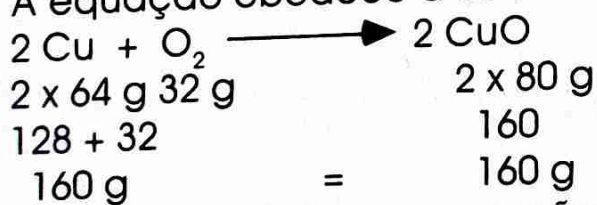


Será nesta equação, a massa dos reagentes igual a massa dos produtos, ou que a equação obedece a lei da conservação de massa?

A massa atómica de Cu é 64 g e a massa atómica de O é 16 g.

Segundo a equação química 2 moles de cobre e 1 mol de oxigénio molecular formam 2 moles de óxido de cobre (II). Calculando a soma das massas das substâncias na equação constata-se que a soma da massa dos reagentes é 160g e é igual a massa dos produtos de reacção.

A equação obedece a lei da conservação da massa.



Segundo a lei da conservação da massa o número de moles dos elementos nos reagentes é igual ao número de moles dos mesmos elementos nos produtos, por isso aparecem nas fórmulas e nos símbolos numa equação, *coeficientes*. Estes coeficientes obtém-se acertando a equação química.

### Como se faz o Acerto de uma Equação Química?

Para reacções mais simples o acerto da equação faz-se com ajuda do menor múltiplo comum (m.m.c.).

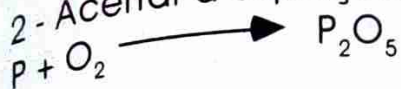
Por exemplo, para acertar a equação da reacção de combustão do fósforo segue-se os seguintes critérios:

- *Combustão do fósforo:*

1 - Escrever a equação, usando símbolos e fórmulas das substâncias.



2 - Acertar a equação (encontrar os coeficientes)



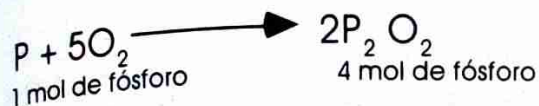
2 moles oxigénio atómico

5 mol oxigénio atómico no pentóxido de fósforo.

m.m.c. (2 e 5) = 10

2 mol x 5 = 10 mol oxigénio atómico

5 mol x 2 = 10 mol oxigénio atómico



m. m. c. (1 e 4) = 4

1 mol de fósforo

1 mol x 4 = 4 mol fósforo



3 - Escrever a equação acertada.



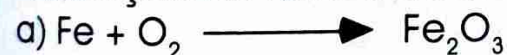
Conclusão:

4 fósforo                      2 x 2 = 4 fósforo

5 x 2 = 10 oxigénio        2 x 5 = 10 oxigénio

É preciso observar que nas equações em que participa oxigénio e outros elementos, acerta-se primeiro o oxigénio e depois os outros elementos.

- Reacção do ferro com oxigénio:

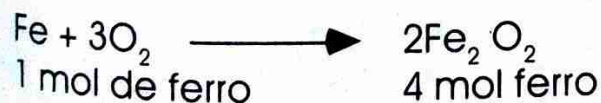


b) 2 mol oxigénio atómico 3 mol oxigénio no óxido de ferro (III)

m.m.c. (2 e 3) = 6

2 mol x 3 = 6 mol oxigénio atómico

3 mol x 2 = 6 mol de oxigénio atómico



m.m.c. (1 e 4) = 4

1 mol x 4 = 4 mol ferro



Conclusão:



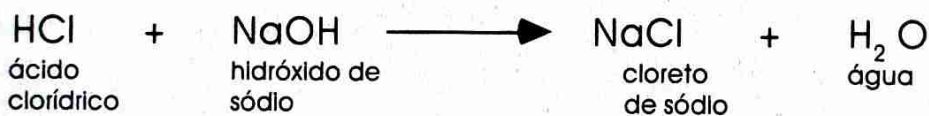
Outro tipo de reacções que não são as de combinação dum elemento com oxigénio, o acerto da equação pode ser feito por *método de tentativas*.

Para acertar uma equação química por *tentativas* toma-se como caminho os seguintes critérios.

- 1º - equilibrar os átomos dos metais (se houver)
- 2º - equilibrar os átomos dos não-metais diferentes de oxigénio e hidrogénio (se houver)
- 3º - equilibrar os átomos de hidrogénio (se houver)
- 4º - equilibrar os átomos de oxigénio (se houver)

Exemplos:

1. Equação química da reacção de hidróxido de sódio com ácido clorídrico.



No primeiro membro da equação química existem:

- 2 átomos de hidrogénio (H)
- 1 átomo de cloro (Cl)
- 1 átomo de oxigénio (O)
- 1 átomo de sódio (Na)

No segundo membro encontramos:

- 2 átomo de hidrogénio (H)
- 1 átomo de cloro (Cl)
- 1 átomo de oxigénio (O)
- 1 átomo de sódio (Na)

Conclusão:

O número total de átomos de cada elemento no primeiro membro é igual ao número de átomos de cada elemento no segundo membro da equação química. Desta maneira a equação está certa.

Equação acertada

HCl

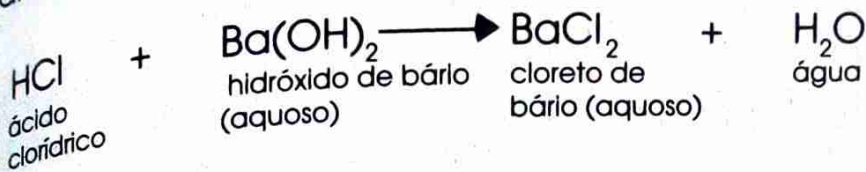
+

NaOH



NaCl + H<sub>2</sub>O

Equação química da reacção de ácido clorídrico com hidróxido de bário.



Devemos equilibrar os átomos dos elementos do primeiro membro com os átomos dos elementos do segundo membro.

Para isso procedemos da seguinte maneira:

1º Acertar o metal.

Há 1 átomo de bário nos reagentes e 1 nos produtos, estando assim equilibrado.

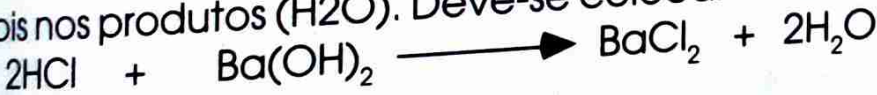
2º Acertar o não-metal.

Há 1 átomo de cloro nos reagentes e 2 nos produtos. Então devemos colocar 2 atrás do ácido clorídrico (HCl).



3º Acertar hidrogénio.

Há 4 átomos de hidrogénio nos reagentes (2HCl e Ba(OH)<sub>2</sub>) e apenas dois nos produtos (H<sub>2</sub>O). Deve-se colocar 2 atrás da molécula de água.



Conclusão:

A equação está certa. Pois, o número total de átomos de cada elemento no primeiro membro é igual ao número de átomos de cada elemento no segundo membro da equação.

4 átomos de hidrogénio  
2 átomos de cloro  
2 átomos de oxigénio  
1 átomo de bário

4 átomos de hidrogénio  
2 átomos de cloro  
2 átomos de cloro  
1 átomo de bário

## Estequiometria

A utilização de produtos da indústria química aumenta em cada dia que passa. O ferro, o cimento, o plástico, medicamentos, etc. São exemplos de produtos de enorme importância na sociedade, cujo os processos para a sua obtenção estão assentados nas reacções químicas.

A fábrica de medicamentos, por exemplo a SIF, para produzir aspirina de forma racional tem que empregar quantidades exactas de reagentes. As indústrias químicas têm que evitar perda de reagentes porque em geral, custam muito dinheiro e o excesso de reagentes pode provocar reacções perturbantes.

Uma equação química certa apresenta uma série de relações baseadas nas leis das combinações químicas. Uma equação química expressa por exemplo, o número de moles que reagem e se formam. Por isso, com base na proporção molar dos reagentes e produtos, é possível prever a quantidade de reagentes necessários para uma dada reacção.

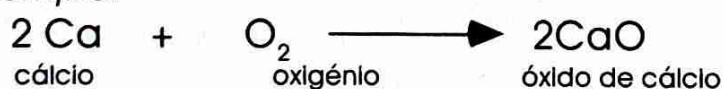
A parte da química que trata dos cálculos de números de moles, de massa, volume, etc, aplicados às reacções químicas chama-se *estequiometria* e os cálculos nele envolvidos, *cálculos estequiométricos*.

Os cálculos estequiométricos envolvem sempre uma proporção, obtida a partir de uma equação química correctamente balanceada.

Nos cálculos estequiométricos importa recordar que:

Os coeficientes, numa equação química, indicam a relação em número de moles de moléculas com que as substâncias reagem e se formam.

*Exemplo:*



Duas moles de cálcio reagem com uma mol de oxigénio molecular produzindo duas moles de óxido de cálcio.

O número de moles de moléculas pode ser convertido em massa assim como em número de moléculas e número de átomos, com a ajuda da fórmula:

$$m = n \times M$$

Onde:

m = massa

n = número de moles

M = massa molar

## Cálculo da Massa dos Reagentes

No cálculo da massa dos reagentes, procura-se saber, qual é ou qual seria a massa envolvida numa reacção química para formação dos produtos obtidos. A título de exemplo vamos resolver um problema sobre a combustão de magnésio.

Na combustão da fita de magnésio puro obteve-se 5g de óxido de magnésio.

Calcule, a massa da fita de magnésio necessária para formar os 5g de óxido de magnésio.

Os seguintes passos podem ser seguidos para resolver este tipo de problema:

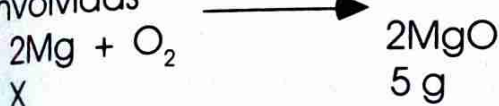
1º Escrever a equação da reacção,



2º Acertar a equação da reacção:



3º Indicar na equação; a incógnita e a massa das substâncias envolvidas



4º Com base na relação molar; na equação, calcular a massa das substâncias.

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar.

2 moles de magnésio reagem com 1 mol oxigénio molecular formando 2 moles de óxidos de magnésio.

A massa molar de magnésio é  $M_{\text{Mg}} = 24 \text{ g/mol}$

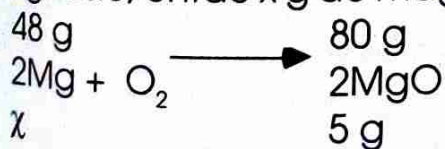
2 moles de magnésio tem a massa de  $2 \times 24 \text{ g} = 48 \text{ g}$

A massa molar de óxido de magnésio é  $M_{\text{MgO}} = 40 \text{ g/mol}$

A massa de 2 moles óxido de magnésio  $2 \times 40 \text{ g} = 80 \text{ g}$ .

5º Estabelecer a proporção e resolver o problema:

Segundo a equação, 48 g de magnésio produzem 80 g de óxido de magnésio, então x g de magnésio produzem 5 g de óxido de magnésio.



Escrevendo sob forma de proporção,

$$\frac{48 \text{ g}}{\text{X}} = \frac{80}{5 \text{ g}}$$

Resolvendo esta proporção, obtém-se:

$$48 \text{ g} \times 5 \text{ g} = 80 \text{ g} \times x$$

$$x = \frac{48 \text{ g} \times 5 \text{ g}}{80 \text{ g}}$$

$$x = 3 \text{ g}$$

6ª Resposta:

Para produzir 5 g de MgO, são necessários 3 g de Mg.

### Cálculo da Massa dos Produtos

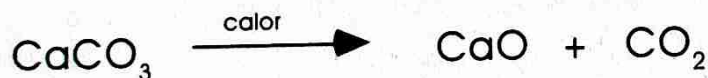
Tal como no cálculo da massa dos reagentes, no cálculo da massa dos produtos, procura-se saber a massa dos produtos formados ou do produto formado, conhecendo a massa dos reagentes.

Tomemos o exemplo de produção de cal viva a partir de calcário.

Problema: Que quantidade de cal viva (óxido de cálcio), pode ser produzida a partir de 56 toneladas de calcário?

1 - Equação da reacção

Cal viva obtém-se decompondo, com ajuda de calor, o calcário ( $\text{CaCO}_3$ ) segundo a equação.



2 - Acertar a equação:

Na equação temos 3 átomos de oxigénio nos reagentes e três nos produtos, um átomo de carbono nos reagentes e um nos produtos, um átomo de cálcio nos reagentes e um átomo nos produtos.

Pois, o número de átomos nos reagentes é igual ao número de átomos nos produtos. Assim, 1 mol de  $\text{CaCO}_3$  forma 1 mol  $\text{CaO}$  e 1 mol  $\text{CO}_2$ .

3 - Indicar as incógnitas na equação:

$$56 \text{ t} \qquad \qquad \qquad x = ?$$



4 - Calcular a massa das substâncias na equação.

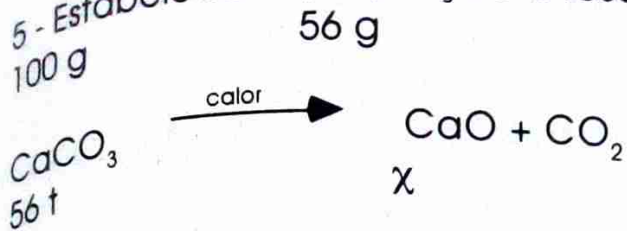
Na equação acertada 1 mol  $\text{CaCO}_3$  forma 1 mol  $\text{CaO}$  e 1 mol  $\text{CO}_2$ .

As massas molares das substâncias envolvidas nos cálculos são:

$$M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CaO}} = 56 \text{ t/mol}$$

5 - Estabelecer a proporção e resolver o problema:



Segundo a equação química, 100g de calcário produzem 56g de cal viva, então, 56 toneladas (56.000.000g) de calcário produzirão X toneladas de cal viva.

$$\frac{100 \text{ g}}{56 \cdot 10^6 \text{ g}} = \frac{56 \text{ g}}{\chi}$$

Resolvendo esta proporção, obtém-se:

$$56 \cdot 10^6 \text{ g} \times 56 \text{ g} = 100 \text{ g} \times \chi$$

$$\chi = \frac{56 \cdot 10^6 \text{ g} \times 56 \text{ g}}{100 \text{ g}}$$

$$\chi = \frac{3136 \times 10^4 \text{ g}}{10^2}$$

$$\chi = 3136 \times 10^4 \text{ g} \approx 31,36 \text{ t}$$

Resposta:

A partir de 56 t de calcário, obtém-se 31,36t de cal viva.

### Exercícios

1 - Explique com base na reacção de:

a) ferro com magnésio,

b) fósforo com oxigénio,

c) magnésio com oxigénio, que, as reacções químicas são sempre acompanhadas pela variação das propriedades físicas dos elementos nela envolvidas.

2 - Escreva a equação, em palavras, da reacção de combustão das seguintes substâncias: carvão (C); magnésio, enxofre, e indique reagentes e produtos da reacção.

3 - Complete as equações das reacções:

a) magnésio

+

oxigénio

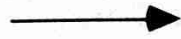


\_\_\_\_\_

b)

+

\_\_\_\_\_

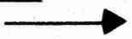


óxido de alumínio

c) hidrogénio

+

\_\_\_\_\_



óxido de hidrogénio (água)

4 - Que substâncias existem antes e depois:

- a) num processo físico
- b) num processo químico

5 - Determine a valência dos elementos sublinhados nos seguintes compostos:

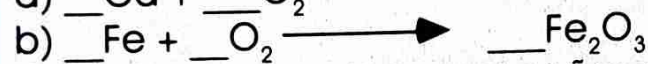
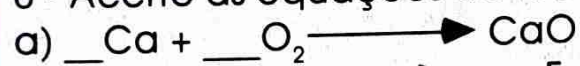
P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; SO<sub>2</sub>; Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>; Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Oxigénio tem valência II.

6 - Escreva as fórmulas dos seguintes óxidos:

- a) óxido de chumbo, em que chumbo tem valência II
- b) óxido de chumbo, em que chumbo tem valência IV
- c) óxido de fósforo, em que fósforo tem valência V.

7 - Enuncie a lei da conservação da massa

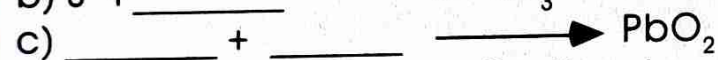
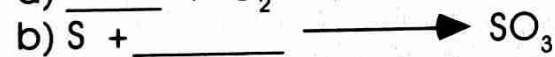
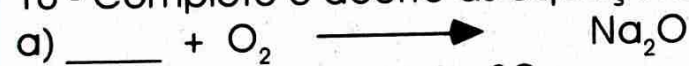
8 - Acrete as equações de reacção:



9 - Escreva e acrete as equações das reacções:

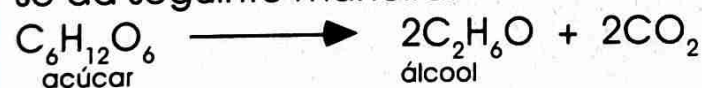
- a) combustão de fósforo (valência de fósforo V) e de carbono
- b) formação de CuO e de SnO<sub>2</sub>.

10 - Complete e acrete as equações:



Qual é o significado qualificativo das equações das alíneas a), b) e c)?

11 - Quando a fruta fica muito tempo exposta no ar livre, começa a fermentar. A equação química da reacção de fermentação resume-se da seguinte maneira:



- a) A equação está certa?
- b) Que informações pode obter desta equação?

12 - Complete a tabela:

Reacção	Reagentes	Produtos de reacção
1 - Formação de PbO	15 g Pb	---
2 - Formação de H <sub>2</sub> O	---	250 g H <sub>2</sub> O
3 - Combustão de C	5 g O <sub>2</sub>	---
4 - Formação de ZnO	180 g Zn	---
5 - Formação de Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	0,27 g Al	---
6 - Formação de P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	---	1,8 g P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>

# CAPÍTULO V

**Oxigénio - oxidação - óxidos - bases**

# OXIGÉNIO - OXIDAÇÃO - ÓXIDOS - BASES

## Oxigénio

O oxigénio é o elemento mais abundante na terra e o principal componente do ar. Ele ocorre livre na atmosfera, na qual se encontra sob forma de moléculas ( $O_2$ ).

Quanto ao número de átomos, existem mais átomos de oxigénio do que todos os outros elementos reunidos.

Para cada 100 moléculas de ar, aproximadamente 21 são de oxigénio isto é, o ar seco é constituído de 21% de oxigénio.

Quando combinado, o oxigénio ocorre como água nos rios, lagos, oceanos, plantas, animais etc. e combinado com silício abunda como sílica ( $SiO_2$ ), que é o principal constituinte das areias encontradas nas praias.

O homem preocupado pelo constante aumento da poluição na atmosfera devido ao crescimento industrial, sugeriu que a poluição do ambiente, em grande escala, poderia levar a uma diminuição da percentagem de oxigénio na atmosfera. Felizmente experiências realizadas durante 60 anos não acusaram nenhuma variação no teor do oxigénio.

Esta preocupação era produto do conhecimento prático que o oxigénio é principal constituinte do ar resultante basicamente da fotossíntese das plantas. Com isso não quer dizer que, o ar não tenha outras componentes tais como:

- Nitrogénio 78,084% em volume
- Dióxido de carbono 0,033% em volume
- Árgon 0,934% em volume
- outros gases raros 0,003% em volume
- tendo o oxigénio 20,94% aproximadamente 21% em volume.

A sua descoberta ocorreu no século XVI, e parece ter sido Lionardo da Vinci quem, pela primeira vez, deu conta da existência do oxigénio no ar. Muitos outros cientistas também se interessaram pelo estudo do oxigénio realizando assim várias experiências.

Das experiências realizadas, a que mais se destacou foi a experiência do cientista inglês Priestley, através da qual esse cientista descobriu o oxigénio, tornando-se famoso e é um marco interessante na história da química.

Priestley, colocou o óxido vermelho de mercúrio num recipiente de vidro que acabou de encher com mercúrio. Depois começou por

aquecer o óxido, usando uma lente para fazer convergir os raios solares a substância.

Na medida em que a temperatura subia, observava-se uma deslumbrante reacção química.

Libertava-se um gás da substância aquecida que alimentava a chama de uma vela. Priestley sempre curioso introduziu alguns ratinhos nessa atmosfera e observou que não só respiravam tranquilamente como mostravam uma vitalidade excepcional.

Como isso não fosse suficiente para acelerar suas dúvidas, o próprio Priestley respirou o gás libertado e sentiu-se leve como se adquirisse outro vigor.

Pouco tempo depois, Lavolsier (químico francês) dava o nome de oxigénio ao gás descoberto por Prestley.

A constante composição do ar é resultante dos processos bioquímicos que ocorrem principalmente do  $\text{CO}_2$  e  $\text{O}_2$  (assimilação e desassimilação). Esta é uma das razões que das experiências feitas não mostraram o perigo da diminuição da percentagem do oxigénio na atmosfera.

### Propriedades físicas e química de oxigénio

O oxigénio é um gás, incolor, inodoro, pouco solúvel em água, ponto de ebulição -  $183^\circ \text{C}$ , mais denso que o ar (densidade de oxigénio = 1,436 g/l).

O oxigénio é incombustível (não arde), é comburente (alimenta as combustões). A experiência seguinte prova que o oxigénio é comburente.

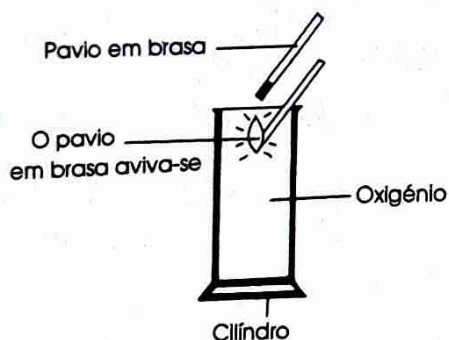


Fig. 22 - Identificação do oxigénio

#### Experiência:

- Bico de bunsen
- tubo de ensaio ou cilindro
- uma garra
- permanganato de potássio
- Adicione no tubo de ensaio uma certa quantidade de permanganato de potássio até cobrir o fundo do tubo.
- Segure o pavio em brasa numa mão e o tubo de ensaio com permanganato de potássio noutra mão.
- Aqueça fortemente o tubo de ensaio.
- Quando os cristais do permanganato de potássio começam a produzir pequenas explosões, retire o tubo de ensaio e segure-o em posição vertical.
- Introduza no tubo de ensaio o pavio em brasa.

### Observação:

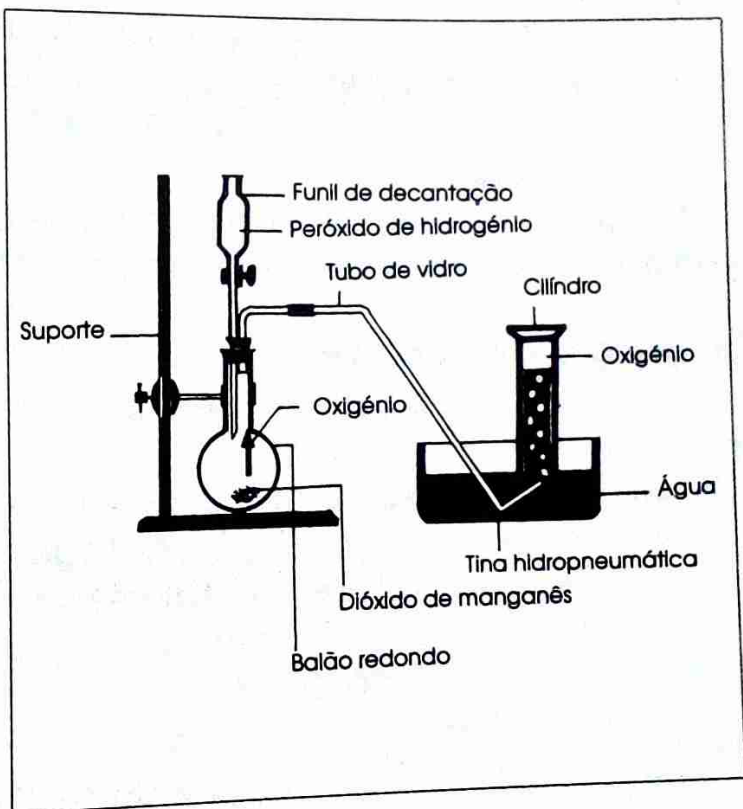
- O pavio em brasa aviva-se quando se introduz no tubo de ensalo, isto significa que o gás produzido alimenta a combustão. Esta é a identificação do oxigénio.
- Ainda depois de alguns segundos é possível identificar o oxigénio, o oxigénio não escapa rapidamente do tubo o que confirma ser mais denso do que o ar.

### Obtenção laboratorial do oxigénio

O oxigénio pode ser preparado no laboratório assim como na indústria. Laboratoriamente, o oxigénio obtém-se através da decomposição catalítica do peróxido de hidrogénio (água oxigenada), da electrólise de água (decomposição de água por meio da corrente eléctrica), da decomposição térmica de certos sais como o clorato de potássio ( $KClO_3$ ).

A experiência seguinte descreve a obtenção laboratorial do oxigénio a partir de peróxido de hidrogénio ( $H_2O_2$ ).

Fig. 23 - Obtenção do oxigénio



### Experiência

- Kitasato ou balão redondo
- funil de decantação
- tina hidropneumática
- tubo de ensaio ou cilindro
- água oxigenada
- dióxido de manganês

- Efectue a montagem como se indica nesta figura.
- Coloque no Kitasato (balão redondo com tubuladura lateral) uma pequena porção de dióxido de manganês.
- Adicione, através do funil de decantação, água oxigenada.
- Recolha o gás no tubo de ensaio cheio de água que se introduziu na tina hidropneumática com água.
- Introduz um pavio em brasa no tubo onde se recolheu o gás.

### Observação:

- À medida que se adiciona água oxigenada ao dióxido de manganês, ocorre uma reacção química que se detecta pela libertação de "bolhas gasosas".
- Quando se introduz o pavio em brasa no tubo com o gás, observa-se que o pavio torna-se mais brilhante.
- O gás que se forma é oxigénio.

Torna-se possível recolher o oxigénio usando tina hidropneumática porque é pouco solúvel em água.

A equação que representa esta reacção é seguinte:



O dióxido de manganês é um catalizador. Catalizadores são substâncias que aumentam a rapidez duma reacção química sem se consumir.

### Preparação do oxigénio na indústria

A grande importância de oxigénio torna necessário que a sua obtenção seja economicamente viável. Os processos laboratoriais, indicados atrás, são muito dispendiosos.

A indústria prepara o oxigénio pelos processos seguintes:

- electrólise da água
- destilação fraccionada do ar líquido, da qual se obtém oxigénio líquido quase puro.

O oxigénio obtido por qualquer um destes processos é distribuído, sob pressão, em garrafas ou em botijas metálicas.

### Composição e importância do ar

É do conhecimento geral que existe uma camada gasosa a envolver a Terra à qual se chama atmosfera.

A camada gasosa que envolve o nosso planeta é o ar. O ar é uma mistura cuja composição e percentagem em volume das substâncias que o compõem constam da tabela seguinte:

Tabela 8 - Composição do ar

Substância	Fórmula molar	Percentagem em volume
azoto	$\text{N}_2$	78
oxigénio	$\text{O}_2$	21
árgon	Ar	0,93
dióxido de carbono	$\text{CO}_2$	0,03 (em média)
hidrogénio	$\text{H}_2$	0,01
néon	Ne	0,0018
hélio	He	0,0005
cripton	Kr	0,0001
xénon	Xe	0,00001

O ar tem importância como matéria-prima. Pode obter-se com grande economia de meios, é fácil de transportar e pode extrair-se dele o oxigénio, o azoto (ou nitrogénio) e o árgon. O ar também se pode empregar em misturas frigoríficas.

Para obtenção do ar líquido, elimina-se o dióxido de carbono, fazendo-o passar através de uma solução de hidróxido de sódio. Por arrefecimento,

provoca-se a condensação do vapor de água. A seguir, repete-se a expansão e a contracção do ar frio até cerca de  $-200^{\circ}\text{C}$ , obtendo-se o ar líquido que, por destilação fraccionada, produz o argon, o azoto e o oxigénio.

O oxigénio assim obtido tem muitas aplicações. Por exemplo, emprega-se:

- nos maçaricos oxiacetilénicos;
- nos submarinos;
- nos hospitais (na respiração dos doentes)
- no fabrico de explosivos;
- na obtenção do ácido nítrico;
- na produção do ácido acético.

Os alpinistas, os aviadores e os mergulhadores precisam de oxigénio que transportam em garrafas metálicas.

## Combustão, combate aos incêndios

*Combustão:*

Combustão é uma oxidação acompanhada de desprendimento de calor. Este desprendimento pode ser lento e o aquecimento produzido quase insensível como por exemplo na oxidação do ferro exposto à humidade, outras vezes pode ser rápido e levar o corpo a incandescência.

*Diferentes formas de combustão:*

As combustões podem classificar-se quanto à sua velocidade em lentas e vivas.

É *combustão lenta* aquela que se produz à temperatura suficientemente baixa para que não chega a haver emissão de luz. Um exemplo típico da combustão lenta é a formação de ferrugem na superfície do ferro.

Embora a "combustão biológica" das substâncias alimentícias no organismo liberte dióxido de carbono como é frequente nas combustões vulgarmente conhecidas, ela não pode ser vista como tal porque todos os processos no organismo se operam à constante temperatura e a energia neles resultante pode ser calorífica e química.

*Combustão viva* é aquela em que há emissão de luz, a que vulgarmente se chama fogo.

O fogo é conhecido pelo Homem desde a Pré-história e foi utilizado especialmente para fins benéficos. Os seus efeitos são tão preciosos para a Humanidade que não prescinde dele. No entanto, quando fora do seu controle tem efeitos catastróficos.

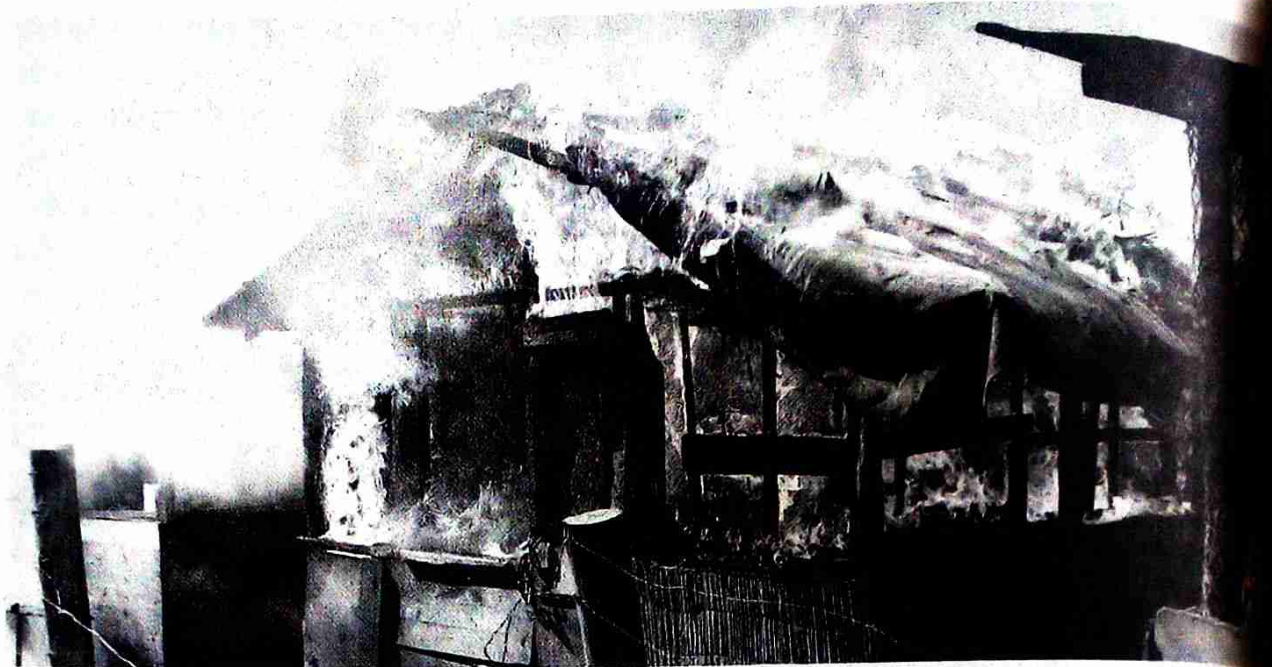


Fig. 24 - Objectos deflagrados por um Incêndio

### **Combate aos incêndios**

Grandes incêndios têm causado enormes prejuízos materiais e humanos. Para combater um incêndio não há regras fixas nem projectos detalhados, eles surgem sempre de maneira diferente, em condições diferentes e o seu domínio só pode ser feito pelo raciocínio do homem.

Há contudo a necessidade de conhecimentos gerais sobre as origens do incêndio e formas de extinção mais vulgares.

Para que o fogo possa ter início, três elementos são necessários:

- Combustível
- Comburente (ar contendo pelo menos 15% de oxigénio)
- Fonte de calor (calor necessário para elevar e manter a temperatura de ignição).

Combustível é o corpo que arde e comburente aquele que serve para manter a combustão.

A extinção de um incêndio consegue-se, com a limitação de um ou mais dos três elementos; combustível, comburente e fonte de calor.

Desta forma, os seguintes métodos podem ser usados para combater um incêndio.

- *Limitação do combustível* - consegue-se retirando o combustível do alcance do fogo, retirando o fogo junto do combustível ou dividindo o material inflamado.

- *Asfixia e abafamento*, a base deste método é a limitação do oxigénio. No caso de *asfixia* faz-se a extinção do fogo por abaixamento do teor do oxigénio, sem possibilidades de remoção. Exemplo, incêndio num recinto fechado, no qual o oxigénio vai sendo consumido até que o fogo não sendo comburente, se apague por si.

- O abafamento implica uma acção mecânica de corte de contacto do oxigénio com o combustível, por meio de um agente extintor apropriado ou por simples utilização de cobertor, avental de amianto etc.

São exemplos da extinção por abafamento, a utilização de um cobertor de amianto, sobre um bidão a arder, a aplicação de areia ou terra na extinção de pequenos fogos e o emprego de espuma sobre líquidos inflamáveis, cobrindo a superfície livre do líquido por uma camada que o isola da atmosfera.



Fig. 25 - Bombeiros extinguindo um incêndio

Tabela 9 - Substâncias extintoras e seus efeitos sobre o fogo

Substância extintora	efeitos sobre o fogo	Observação
água (em jacto ou pulverização)	arrefecimento, abafamento, sopro, encharcamento.	não usar para combustíveis que reagem com água de maneira perigosa ou dão gases inflamáveis.
espuma (de ar ou carbónica)	abafamento	tal como a água, uma das contra-indicações é a condutibilidade eléctrica.
anidrido carbónico	sopro, abafamento, resfriamento	é agente extintor clássico nas centrais eléctricas.
pó seco	abafamento	é contra-indicado a substâncias que possuam na sua composição o oxigénio necessário a combustão. ex.: explosivos Não deve ser usado sobre ácidos concentrados.
hidrocarbonetos halogenados ex.: Halon 1211 (BCF) Halon 1301 (BTM)	reação química	usa-se em: materiais de computadores, centrais telefónicas e unidades de transformação de corrente.

## Oxidação

O oxigénio reage com a maior parte dos elementos. Ele pode reagir com metais e não-metais (ametais).

Nas experiências seguintes faz-se reagir o oxigénio com alguns elementos.

### Experiência:

- fita de magnésio
- cadinho de porcelana com tampa
- bico de bunsen
- palha de aço
- garra
- Tome 10 cm de fita de magnésio.
- Limpe-a com palha de aço até que a aparência preta mude para brilhante.
- Tape o cadinho e aqueça com a chama azul do bico de bunsen.
- Depois de 10 minutos usando a garra, tire a tampa de cadinho.
- Retire o bico de bunsen.

### Observação:

- Quando se retira a tampa, o magnésio inflama-se mesmo depois de retirar o bico de bunsen.
- Quando acaba de arder forma-se uma substância branca.

O magnésio só arde quando se tira a tampa, porque nesta altura entra em contacto com oxigénio do ar.  
A substância branca que se forma é o produto de reacção entre magnésio e oxigénio e chama-se óxido de magnésio.

### Experiência:

- Oxigénio (num tubo de ensaio)
- Uma rolha de borracha com um arame com enxofre (para tal, aqueça o arame e introduza numa atmosfera de enxofre).
- Prepare oxigénio num tubo de ensaio
- Acenda o enxofre no arame
- Troque rapidamente a rolha do tubo de ensaio com oxigénio, com a outra que tem enxofre a arder e fixe bem;
- Prove, cuidadosamente, o cheiro do gás no balão.

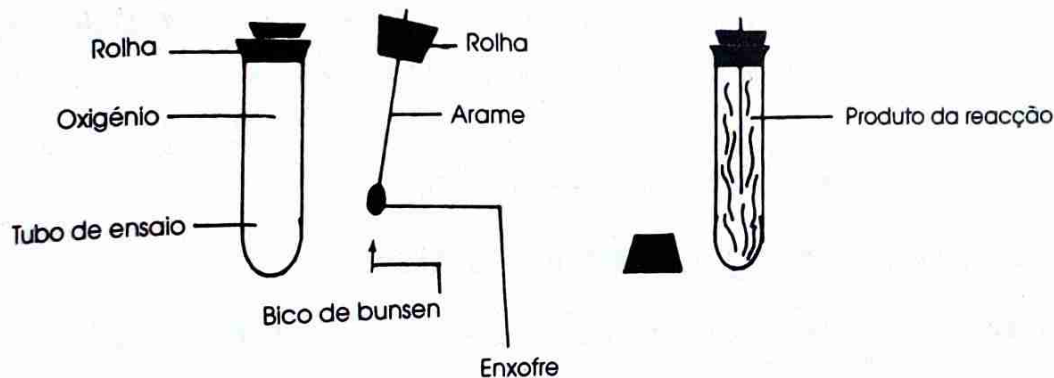


Fig. 26 - Reacção do oxigénio com enxofre

### Observação:

- A combustão do enxofre aviva-se quando se introduz no balão com oxigénio.
- O gás que se forma depois da combustão de enxofre tem cheiro picante.

Este gás é o dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ), produto da combinação do oxigénio e elemento enxofre.

Constata-se das duas experiências, que o oxigénio reage com metais (Mg), com não-metais (S) formando óxido de magnésio e dióxido de enxofre respectivamente.

A reacção química entre o oxigénio e qualquer outro elemento (metal ou não-metal) tem o nome de *oxidação*.  
Muitas vezes é preciso fornecer calor para que uma substância reaja com oxigénio.

A reacção de oxidação em que há libertação de luz e calor chama-se *combustão*. A combustão é uma *reacção de oxidação*.  
Aos produtos duma reacção de oxidação denominam-se *óxidos*.

## Óxidos

Todas as substâncias formadas por apenas dois tipos de elementos químicos, sendo um deles o elemento químico oxigênio são classificadas como óxidos.

Dependendo do tipo de elemento, metal ou não-metal, ligado ao oxigênio os óxidos podem ser metálicos (básicos) e não metálicos (ácidos). A designação óxidos básicos e óxidos ácidos deve-se ao facto de serem geradores de substâncias químicas chamadas bases e ácidos.

Os nomes dos óxidos formam-se a partir dos elementos que os constituem.

### Nomenclatura dos óxidos metálicos

Para nomear um óxido metálico começa-se com a palavra *óxido* seguida da preposição *de* e o *nome do elemento*.

óxido + de + nome do elemento

Tabela 10 - Nomes de alguns óxidos metálicos

Fórmula do óxido	Nome do metal ligado ao oxigênio	Nome do óxido
$\text{Na}_2\text{O}$	sódio	óxido de sódio
$\text{CaO}$	cálcio	óxido de cálcio
$\text{Al}_2\text{O}_3$	alumínio	óxido de alumínio
$\text{MgO}$	magnésio	óxido de magnésio
$\text{ZnO}$	zinco	óxido de zinco
$\text{Ag}_2\text{O}$	prata	óxido de prata

Existem casos em que um mesmo elemento pode formar dois ou mais óxidos. Por exemplo, o ferro pode formar dois óxidos  $\text{FeO}$  e  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , o cobre também forma dois óxidos  $\text{Cu}_2\text{O}$  e  $\text{CuO}$ .

Como se vê, existem pelo menos dois óxidos de ferro e dois óxidos de cobre. Para distinguir os diferentes óxidos do mesmo elemento, indica-se junto ao nome do elemento a valência, em números romanos, como a seguir se ilustra.

$\text{Cu}_2\text{O}$ : óxido de cobre (I)

$\text{CuO}$ : óxido de cobre (II)

I e II são as valências do elemento cobre nos dois óxidos.

Mais exemplos de óxidos diferentes do mesmo elemento estão apresentados na tabela seguinte.

Tabela 11 - Óxidos dos elementos com mais do que uma valência

Fórmula do óxido	Valência do elemento	Nome do óxido
FeO	II	óxido de ferro (II)
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	III	óxido de ferro (III)
PbO	II	óxido de chumbo (II)
PbO <sub>2</sub>	IV	óxido de chumbo (IV)
SnO	II	óxido de estanho (II)
SnO <sub>2</sub>	IV	óxido de estanho (IV)

Óxidos são compostos binários (constituídos apenas por dois elementos), sendo um deles o oxigênio.  
 Os óxidos classificam-se em óxidos metálicos (básicos) e ametálicos (ácidos).

**Nomenclatura dos óxidos ametálicos (não-metálicos)**

Os óxidos não-metálicos são nomeados, começando com a palavra *óxido* seguida do *nome do elemento*. Para indicar a quantidade de átomos de oxigênio, precede-se à palavra *óxido* um *prefixo grego*, mono (1 átomo), di (dois átomos), etc.

Prefixo	mono	di	tri	tetra	penta
Nº de átomos de oxigênio	1	2	3	4	5

Tabela 12 - Nomes de alguns óxidos não-metálicos

Fórmula	Número de átomos de oxigênio	Prefixo	Nome do óxido
CO	1	mono	monóxido de carbono
CO <sub>2</sub>	2	di	dióxido de carbono
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	3	tri	trióxido de nitrogênio
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	5	penta	pentóxido de nitrogênio
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	5	penta	pentóxido de fósforo
SO <sub>2</sub>	2	di	dióxido de enxofre
SO <sub>3</sub>	3	tri	trióxido de enxofre

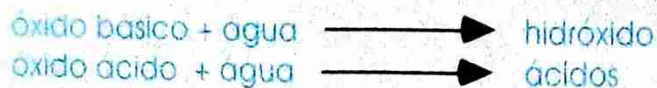
Para nomear óxidos segue-se a regra seguinte:

- óxidos básicos: *óxido + de + nome do elemento*
- óxidos ácidos: *prefixo grego + óxido + nome do elemento*

**Propriedades dos óxidos**

Os óxidos básicos são, geralmente, sólidos, brancos à temperatura ambiente. Os óxidos ácidos podem ser gases, líquidos ou sólidos.

Os óxidos básicos, quando reagem com água, formam uma solução aquosa chamada base ou hidróxido e os óxidos ácidos ao reagirem com água, originam soluções aquosas a que se dá o nome de *ácidos*.



### Como identificar soluções básicas e ácidas?

As bases e os ácidos são corrosivos, tóxicos e mesmo venenosos, por isso para identificar uma solução ácida ou básica os químicos usam substâncias que têm a propriedade de adquirir uma determinada cor em soluções ácidas ou básicas indicando assim o carácter ácido ou básico (alcalino) da solução. Tais substâncias chamam-se indicadores. Os indicadores mais vulgares em laboratórios de química são a *fenolftaleína* e o *tornesol*.

A *fenolftaleína* é um sólido branco insolúvel na água. Para preparar a solução em que se usa *fenolftaleína* como indicador, dissolve-se a *fenolftaleína* numa mistura de água e álcool.

O *tornesol* existe nos laboratórios impregnado em papel chamado *papel de tornesol* ou ainda em solução alcoólica designada *tintura azul de tornesol*.

#### Experiência :

- sumo de limão
- hidróxido de sódio
- solução de sabão
- tubo de ensaio
- solução alcoólica de *fenolftaleína*
- *tintura azul de tornesol*.
- Prepare quatro tubos de ensaio com soluções aquosas de sumo de limão, hidróxido de sódio, ácido clorídrico e solução de sabão.
- Adicione a cada tubo de ensaio duas ou três gotas de *tintura azul de tornesol*.
- Repita a experiência, usando a *fenolftaleína*.

#### Observação:

- Em presença das soluções de sumo de limão e ácido clorídrico, a solução alcoólica de *fenolftaleína* fica incolor e a *tintura azul de tornesol* adquire cor vermelha.
- Em presença das soluções aquosas de hidróxido de sódio e solução de sabão a *fenolftaleína* adquire a cor vermelha e a *tintura azul de tornesol*, cor azul.

Chamam-se *soluções ácidas*, as soluções em presença das quais a solução alcoólica de *fenolftaleína* permanece incolor e a *tintura de tornesol* adquire cor vermelha.

*Soluções alcalinas ou básicas* são as soluções que tornam a *tintura azul de tornesol* azul-arroxeadada e a *fenolftaleína* vermelha.

## Bases ou Hidróxidos

Actualmente classificar e dar nome as substâncias é tão fácil como distinguir cor preta da cor branca.

Os químicos do antigamente designavam por exemplo todas as substâncias semelhantes às cinzas de alcalis (do árabe Al Kalli = cinza das plantas) e chamavam café de infusão aquosa de cubiácea.

A classificação ou a nomenclatura das substâncias às vezes era feita de maneira arbitrária. Isto levava a que uma mesma substância tivesse nomes diferentes em diferentes lugares.

A palavra base foi empregue pela primeira vez em 1774 por Rouelle para designar substâncias que, reagindo com ácidos, produziam sais. Desde então o conceito base evoluiu, tendo sido o químico sueco Augusto Arrhenius o primeiro a relacionar correctamente o comportamento dessas substâncias com a sua composição.

Para Arrhenius, bases são substâncias que, em solução aquosa libertam o grupo hidroxila (OH), partícula com carga eléctrica negativa.

As partículas com carga eléctrica chamam-se iões. Assim existem iões com a carga eléctrica positiva, chamados *catiões* e iões com a carga eléctrica negativa ou *aniões*.

Portanto, os hidróxidos são substâncias constituídas por catiões e aniões.

Isto quer dizer que as bases em solução aquosa libertam catiões e aniões. A este processo chama-se *dissociação*.

Exemplo típico da dissociação das bases.



Hidróxidos são substâncias que em solução aquosa dissociam-se em catião e anião hidroxila.

### Preparação de soluções básicas

Como se referiu anteriormente as soluções básicas podem ser obtidas tratando-se óxido dum metal com água.

Na experiência seguinte demonstra-se a preparação da solução aquosa de hidróxido de cálcio e magnésio.

Experiência:

- 2 tubos de ensaio
- papel de filtro
- espátula
- suporte

- bico de bunsen
- óxido de magnésio
- água; funil
- solução alcoólica de fenolftaleína
- Coloque com espátula uma pequena quantidade de óxido de cálcio no tubo de ensaio.
- Adicione cerca de 5 ml de água.
- Aqueça lentamente e deixe o conteúdo do tubo de ensaio arrefecer um pouco.
- Filtre e recolha o filtrado num outro tubo de ensaio.
- Adicione ao filtrado 2-3 gotas da solução alcoólica de fenolftaleína.
- Repita a experiência com óxido de magnésio.

#### Observação:

- Os óxidos de cálcio e magnésio são sólidos pouco solúveis em água, por isso necessário aquecimento.
- Quando se adiciona ao filtrado solução alcoólica de fenolftaleína, este adquire cor vermelha o que mostra que a solução formada é alcalina ou básica.

A mudança de cor de fenolftaleína de incolor para vermelha indica presença na solução de iões hidroxila.

As equações que traduzem as reacções de formação de hidróxido de cálcio e hidróxido de magnésio são:



$\text{Ca(OH)}_{2(aq)}$  contém iões hidroxila livres que mudam a cor da fenolftaleína.



Para além dos hidróxidos de cálcio e magnésio existem outros tipos de hidróxidos.

Todos os hidróxidos contêm na sua molécula o grupo hidroxila (OH). A valência do grupo hidroxila é I, por isso nas fórmulas dos hidróxidos de metais com mais do que uma valência, o grupo hidroxila escreve-se entre parentesis:  $\text{Ca(OH)}_2$ ;  $\text{Fe(OH)}_2$ .

Os hidróxidos ou bases nomeiam-se começando com a palavra hidróxido seguida da preposição *de* e nome do metal.

Ex.:  $\text{Mg(OH)}_2$  nome do metal: magnésio  
 nome do hidróxido: hidróxido de magnésio  
 $\text{Cu(OH)}_2$  nome do metal: cobre  
 nome do hidróxido: hidróxido de cobre

Tabela 13 - Fórmulas e nomes de alguns hidróxidos

Fórmula	Valência do metal	Nome
NaOH	I	Hidróxido de sódio
KOH	I	hidróxido de potássio
Ca(OH) <sub>2</sub>	II	hidróxido de cálcio
Mg(OH) <sub>2</sub>	II	hidróxido de magnésio
Al(OH) <sub>3</sub>	III	hidróxido de alumínio
Cu(OH) <sub>2</sub>	II	hidróxido de cobre (II)
Fe(OH) <sub>2</sub>	II	hidróxido de ferro (II)
Ba(OH) <sub>2</sub>	II	hidróxido de bário

As bases ou hidróxidos são muito importantes. O hidróxido de cálcio (cal apagada), usa-se na preparação de cimento usado em construções de edifícios e no fabrico de cal clorada, usada como desinfectante ou para o branqueamento de tecidos.

Na agricultura, usa-se cal apagada para o melhoramento do solo quando este é muito ácido e portanto impróprio para as culturas.

Hidróxido de sódio é sólido, branco, assume papel importante na fábrica de sabões, papel, seda, etc.

Grandes quantidades de hidróxido de sódio obtém-se fazendo a electrólise de cloreto de sódio em solução aquosa.

## Exercícios

- 1 - Indique quais são os componentes do ar
- 2 - Indique duas propriedades físicas do oxigênio.
- 3 - Como se obtém o oxigênio no laboratório.
- 4 - Dê seis exemplos da aplicação de oxigênio.
- 5 - O que é um catalizador?
- 6 - Qual é a diferença entre um oxidante e um redutor?
- 7 - Escreva a fórmula dos seguintes óxidos
  - a) óxido de magnésio
  - b) óxido de cálcio
  - c) óxido de alumínio
  - d) óxido de ferro (III)
- 8 - Dê nomes às seguintes substâncias
  - a)  $\text{PbO}_2$
  - b)  $\text{SnO}_2$
  - c)  $\text{FeO}$
  - d)  $\text{MgO}$
- 9 - Estabeleça diferenças das propriedades físicas dos óxidos básicos e ácidos à temperatura ambiente.
- 10 - Como identificar soluções ácidas e básicas?
- 11 - O que é uma base?
- 12 - Dê nomes às seguintes bases.
  - a)  $\text{NaOH}$
  - b)  $\text{KOH}$
  - c)  $\text{Ca(OH)}_2$
  - d)  $\text{Mg(OH)}_2$
- 13 - Escreva a fórmula das seguintes bases:
  - a) hidróxido de cobre
  - b) hidróxido de ferro (II)
  - c) hidróxido de bário
  - d) hidróxido de sódio.
- 14 - À uma solução de hidróxido de sódio adicionou-se gotas de fenolftaleína.
  - a) Indique possíveis observações.
  - b) Se adicionasse gotas de tintura azul de tornesol, qual seria a cor da solução?
  - c) Qual será a cor da solução adicionando tintura azul de ternesol.
- 15 - O que é um indicador?

# CAPÍTULO VI

**Hidrogénio, ácidos e sais**

## O Hidrogénio

### Preparação laboratorial do hidrogénio

O hidrogénio é o elemento químico mais leve que se conhece e mais abundante do universo.

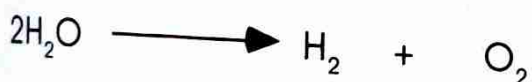
Este elemento foi primeiramente caracterizado, em 1766, pelo químico britânico Henry Cavendish, o qual descobriu vários métodos para a sua preparação.

Porém, o nome "hidrogénio" foi proposto só em 1783 por Lavoisier e provém do grego hidro (água) e genes (gerador) que significa "gerador de água". De facto, da combustão de hidrogénio no seio do ar, forma-se água:



Nesta reacção o composto, água, forma-se da combinação dos elementos hidrogénio e oxigénio. As reacções em que um composto se forma a partir dos elementos que o compõe, chamam-se *Reacções de síntese*.

Em geral, todas as reacções de oxidação são *reacções de síntese*. Industrialmente, produzem-se grandes quantidades de hidrogénio a partir da electrólise da água. Neste processo, faz-se passar corrente eléctrica através de água acidulada pelo ácido sulfúrico provocando a decomposição em oxigénio e hidrogénio, segundo a equação.



Esta reacção dá-se o nome de *análise ou decomposição*, porque um composto decompõe-se nos seus elementos.

No laboratório pode-se produzir hidrogénio a partir da reacção de um ácido com metal.

Geralmente, usa-se solução aquosa diluída de ácido clorídrico ou sulfúrico com zinco.

A experiência seguinte, descreve a preparação laboratorial do hidrogénio.

Contudo, convém ter o máximo cuidado durante esta experiência, porque o hidrogénio forma com o ar misturas explosivas. Não se deve nunca aproximar qualquer chama do material, onde se produz o hidrogénio.

### Experiência:

- Kitasato
- Tina hidropneumática
- Tubo de ensalo
- Tubo abdutor
- Zinco
- Solução aquosa de ácido clorídrico
- Efectua-se a montagem como se indica na figura 6.1.
- Colocam-se, no Kitasato, algumas aparas do zinco.
- Adiciona-se, através do funil de decantação, solução aquosa de ácido clorídrico sobre o zinco.
- Recolhe-se o gás obtido numa tina hidropneumática.

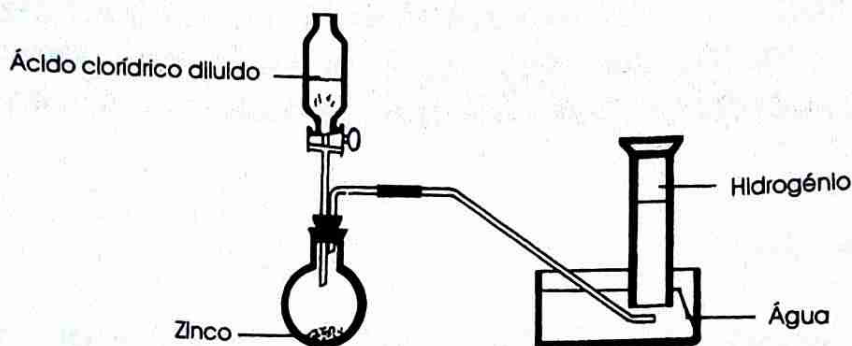


Fig. 26 - Obtenção do hidrogênio

### Observação:

- À medida que se adiciona o ácido clorídrico diluído sobre o zinco, ocorre uma reacção química, que se detecta pela libertação de bolhas gasosas.
- Um dos produtos desta reacção química é um gás incolor e inodoro, que se recolhe numa tina hidropneumática, em virtude de ser insolúvel em água.

Para identificar o hidrogênio obtido, aproxima-se a chama de um fósforo do tubo de ensalo que contém esse gás, mantendo-o com a boca para baixo.

Ouve-se um estampido e o gás inflama-se na boca de tubo de ensalo. Esse gás é o hidrogênio.

— Será o hidrogênio a única substância que se obtém, durante essa reacção?

Para se chegar a uma conclusão, faz-se a seguinte experiência:

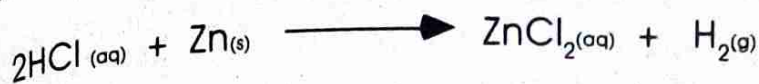
### Experiência:

- Solução aquosa que fica no Kitasato
- Cápsula de evaporação
- Coloca-se na cápsula de evaporação uma pequena porção de solução aquosa que fica no Kitasato, após a reacção anterior.
- Deixa-se exposta ao ar, até total evaporação do líquido.

### Observação:

- Após a evaporação do líquido, obtém-se uma substância branca, cristalina, que se chama cloreto de zinco.

Assim a equação química que traduz a reacção de obtenção do hidrogénio é:



No laboratório, o hidrogénio pode-se ainda obter a partir da reacção do ácido sulfúrico diluído com o zinco.

### Propriedades químicas e físicas do hidrogénio

Na natureza, o hidrogénio pode ocorrer no estado livre ou combinado.

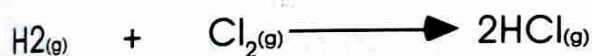
Quando livre, é um gás, à temperatura ambiente, formado por moléculas diatómicas  $\text{H}_2$ .

Quando está combinado, forma imensos compostos:

- entra na constituição da água, de inúmeros ácidos e bases, de grande maioria de compostos orgânicos e minerais;

- reage com os halogénios, originando os respectivos halogenetos.

Exemplo; reage com o cloro formando cloreto de hidrogénio.



Nota: Em solução aquosa o cloreto de hidrogénio chama-se ácido clorídrico.

- reage com o oxigénio, o hidrogénio não alimenta as combustões.

A temperatura ambiente, o hidrogénio é um gás que apresenta as seguintes propriedades físicas.

- incolor;
- inodoro;
- insípido (sem sabor);
- menos denso do que o ar;
- o ponto de fusão é  $-259,1^\circ \text{C}$ ;
- o ponto de ebulição é  $-252,7^\circ \text{C}$ .

### Aplicações do Hidrogénio

Sob a forma de gás, o hidrogénio é transportado em cilindros de aço.

Em virtude da sua baixa densidade, foi utilizado inicialmente no enchimento de aeronaves.

Mas, como se inflama facilmente, originou muitas tragédias.

Uma das grandes tragédias que ocorreu, foi a destruição de aeronave

Hindenburg cheia de hidrogénio, quando chocou contra uma estrutura metálica no porto de Lakeside, em Nova Jersey, em 1973, desfazendo-se em chamas. Por isso, hoje em dia, o enchimento de aeronaves é feito com hélio, em virtude de não ser inflamável, como o hidrogénio.

Na fase líquida, o hidrogénio é transportado em contentores isolados termicamente, sendo usado como combustível de foguetões, nas viagens espaciais. Usou-se hidrogénio líquido, no foguetão Saturno V, no lançamento da missão Apolo II, quando o Homem, pela primeira vez, pisou o solo lunar. Nestas condições, o hidrogénio líquido reage com o oxigénio líquido, produzindo vapor de água, libertando-se grandes quantidades de energia.

Outras aplicações do hidrogénio são:

- Emprega-se no maçarico oxídrico, em virtude de arder no ar, com uma chama muito quente, chegando a atingir temperaturas de 2800° C. Daí a sua aplicação na soldadura de metais.
- Utiliza-se para produção de amoníaco à escala industrial.
- Usa-se na purificação de produtos, nas refinarias de petróleo.
- Emprega-se na produção do álcool.
- Usa-se no fabrico de margarina.

## Ácidos

Muitas substâncias, por exemplo, o sumo de limão, o sumo de outros frutos, rebuçados feitos a partir de frutos, vinagre, iogurt, apresentam entre outras uma propriedade comum, o sabor azedo. Estas substâncias são misturas, contêm no mínimo uma substância que determina o sabor azedo, designada *ácido*. Os ácidos têm constituições diferentes e os seus nomes são dados, geralmente, segundo a sua ocorrência na natureza.

No limão existe o ácido cítrico, na maçã o ácido málico.

As formigas defendem-se dos seus inimigos expelindo gotas do ácido fórmico, o qual também faz parte do veneno das abelhas e das vespas.

O leite fermentado contém ácido láctico. As baterias dos automóveis usam o ácido sulfúrico.

O ácido clorídrico, ácido nítrico, ácido fosfórico são exemplos de outros ácidos que têm sido utilizados para os diferentes fins nos laboratórios e na indústria.

### Experiência:

— Deita-se uma gota do ácido sulfúrico concentrado sobre um pedaço de tecido de algodão.

— Uma pequena gota de ácido sulfúrico concentrado é colocada (agitando-se com uma vareta de vidro) num copo de vidro com água. Mede-se a temperatura da água e da solução ácida no copo.

Nota importante: adicionar sempre o ácido a água e não a água ao ácido.

Observação:

- O ácido sulfúrico concentrado destrõe o tecido;
- A gota do ácido com água produz calor.

O ácido sulfúrico concentrado é altamente corrosivo e venenoso. Quando se mistura com água liberta-se calor. Sempre que se estiver a trabalhar com ácido sulfúrico deve-se prestar muito cuidado. Não se deve tocar ácido sulfúrico com as mãos nem deixar entrar em contacto com a roupa, superfícies metálicas ou de madeira.

O ácido sulfúrico concentrado contém 96 g de ácido puro e 4 g de água. A sua concentração é portanto 96%.

O ácido sulfúrico diluído que habitualmente é comercializado é de 10%. As baterias dos automóveis contêm ácido sulfúrico a 37%.

O ácido sulfúrico concentrado não é o único ácido que é prejudicial ao organismo humano, muitos outros ácidos e soluções ácidas são tóxicos e corrosivos.

Frascos com substâncias venenosas devem ter prescrições que permitam o seu reconhecimento. Alguns exemplos são apresentados na figura abaixo.



Fig 27 - Ácidos

Deve-se ter muito cuidado ao diluir com água soluções concentradas de ácido sulfúrico, nítrico e clorídrico porque liberta-se muito calor que pode provocar quebra do recipiente ou projecção da solução ácida.

Para evitar este perigo deve-se colocar no recipiente primeiro a água e depois, agitando sempre, o ácido.

O quadro abaixo contém nomes e fórmulas de alguns ácidos mais importantes.

## Tabela 14 - Ácidos mais importantes

Nomes	Fórmulas
ácido sulfúrico	$H_2SO_4$
ácido sulfuroso	$H_2SO_3$
ácido nítrico	$HNO_3$
ácido nítrico	$HNO_2$
ácido fosfórico	$H_3PO_4$
ácido carbônico	$H_2CO_3$
ácido clorídrico	$HCl$
ácido bromídrico	$HBr$
ácido fluorídrico	$HF$
ácido sulfídrico	$H_2S$

Na experiência seguinte investiga-se a condutividade eléctrica das soluções ácidas.

### Experiência:

Usando um circuito eléctrico ou um condutímetro como o da figura ao lado, provar a condutividade eléctrica das soluções aquosas dos ácidos sulfúrico, clorídrico e fosfórico.

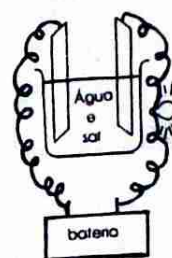


Fig. 28 - Condutibilidade eléctrica das soluções

Circuito eléctrico com uma lâmpada que permite detectar a passagem da corrente eléctrica.

Quando o circuito se fecha, a lâmpada acende.

As soluções aquosas dos ácidos conduzem corrente eléctrica. A condição para a condutibilidade eléctrica duma substância é a existência de partículas móveis com carga que se chamam *iões*.

Em solução aquosa os ácidos existem em forma de *iões*:

*ião* hidrogénio (carga positiva) e *ião* constituído pelos restantes átomos da molécula do ácido, chamado *radical ácido*.

## Tabela 15 - Ácidos e radicais ácidos

Ácidos		Radical ácido	
Nome	Fórmula	Nome	Fórmula
ácido clorídrico	$HCl$	<i>ião</i> cloreto	$Cl^-$
ácido sulfúrico	$H_2SO_4$	<i>ião</i> sulfato	$SO_4^{2-}$
ácido sulfuroso	$H_2SO_3$	<i>ião</i> sulfito	$SO_3^{2-}$
ácido nítrico	$HNO_3$	<i>ião</i> nitrato	$NO_3^-$
ácido fosfórico	$H_3PO_4$	<i>ião</i> fosfato	$PO_4^{3-}$
ácido fosforoso	$H_3PO_3$	<i>ião</i> fosfito	$PO_3^{3-}$
ácido sulfídrico	$H_2S$	<i>ião</i> sulfureto	$S^{2-}$

As moléculas dos ácidos contêm na sua estrutura hidrogénio, que em solução aquosa existe em forma de ião livre (protão), responsável pela mudança de cor dos indicadores e de condução da corrente eléctrica, na presença do radical ácido.

Ácidos são substâncias que em solução aquosa dissociam-se em protões (partículas de hidrogénio com carga eléctrica positiva) e radical ácido (partícula com carga eléctrica negativa).

As soluções ácidas tornam a tintura azul de tornesol vermelha e solução alcoólica de fenolftaleína incolor.

### Obtenção dos Ácidos

Experiência :

- enxofre em pó
- colher de combustão
- um cilindro
- tintura azul de tornesol

- Coloque 10 ml de água no cilindro e adicione 2 ou 3 gotas de tintura azul de tornesol.
- Com a colher de combustão, faça a combustão do enxofre no cilindro, como se indica na figura acima.
- Retire a colher de combustão, tape o cilindro e agite.

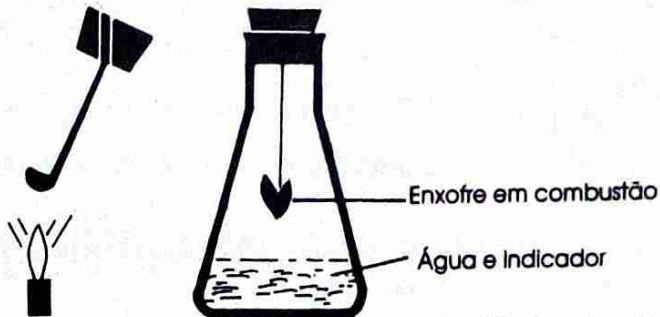


Fig. 29 - Combustão de enxofre

Observação:

- o enxofre arde e liberta gás;
- quando o cilindro é agitado a solução torna-se vermelha.

Quando o enxofre arde, forma-se o gás dióxido de enxofre. O dióxido de enxofre dissolve-se em água e reage, formando um ácido, cuja solução muda a cor do indicador. Estas reacções podem ser representadas pelas equações seguintes:

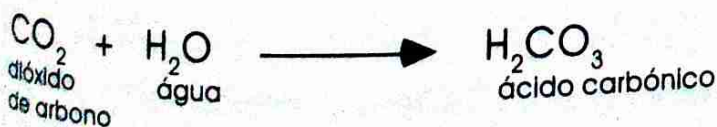


O dióxido de enxofre reage com água e forma ácido sulfuroso.

O dióxido de enxofre é um óxido não-metálico.

Todos os óxidos dos não-metais, quando reagem com água, formam ácidos.

Outros ácidos, como ácido carbónico e fosfórico podem ser obtidos fazendo reagir os respectivos óxidos com água.



Ácidos podem ser obtidos reagindo um óxido ácido com água.

## Propriedades dos Ácidos

Já nos referimos da propriedade de os ácidos terem um sabor azedo e mudarem a cor dos indicadores. Vamos ver agora qual é o comportamento dos ácidos perante metais activos e óxidos básicos.

### Reacção com metais

*Experiência:*

— ácido clorídrico

— zinco metálico

— tubo de ensaio

• Coloque 5 ml de ácido clorídrico diluído num tubo de ensaio e adicione um pedaço de zinco.

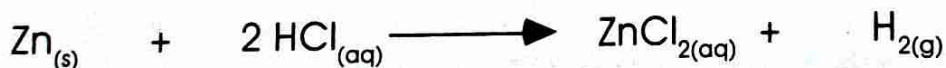
• Depois de a reacção terminar coloque a solução resultante numa cápsula de evaporação e evapore todo o líquido.

*Observação:*

• Quando o metal zinco entra em contacto com a solução aquosa do ácido clorídrico observa-se a libertação de gás. Este gás é hidrogénio.

• Após a evaporação do líquido, obtém-se uma substância branca, cristalina, que se chama cloreto de zinco.

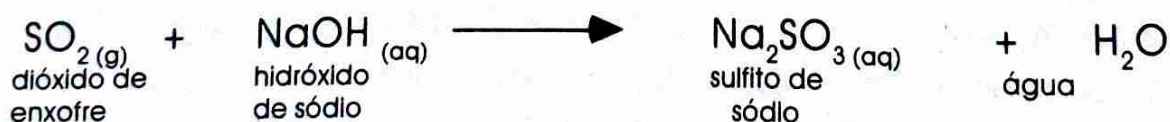
• Quando o metal zinco reage com ácido clorídrico forma-se um sal, cloreto de zinco e liberta-se hidrogénio gasoso.



Ácidos reagem com metais formando sais e hidrogénio.

Os sais também se formam quando um óxido ácido reage com hidróxidos.

Por exemplo, a reacção do dióxido de enxofre com hidróxido de sódio, forma o sal sulfito de sódio ( $\text{NaSO}_3$ ) e água.



Óxidos ácidos quando reagem com hidróxidos formam sal e água

## Sais

O cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ); cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ) sulfito de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ); carbonato de potássio ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) são exemplos de alguns sais.

Os sais são constituídos por um metal e um radical ácido. Em solução aquosa os sais dissociam-se em catiões metálicos e aniões do radical ácido.

Tabela 16 - Nomes e fórmulas de alguns sais

Nome	Fórmula
sulfato de sódio	$\text{Na}_2\text{SO}_4$
sulfito de sódio	$\text{Na}_2\text{SO}_3$
carbonato de cálcio	$\text{CaCO}_3$
brometo de potássio	$\text{KBr}$
cloreto de sódio	$\text{NaCl}$
nitrato de magnésio	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
fosfato de alumínio	$\text{AlPO}_4$

O nome dos sais obtém-se a partir do nome do radical de ácido seguido do nome do metal.

Ex.:  $\text{CaCO}_3$

- nome do radical ácido  $\text{CO}_3^{2-}$ : carbonato
- nome do metal  $\text{Ca}^{2+}$ : cálcio
- nome do sal: carbonato de cálcio.

#### Exercícios:

1 - Quantos gramas de oxigénio são necessários na combustão de 1,5g de hidrogénio? Qual é a quantidade em gramas de água que se forma durante a reacção?

2 - Como se obtém o hidrogénio industrialmente?

3 - Indique as propriedades físicas bem como as aplicações do hidrogénio.

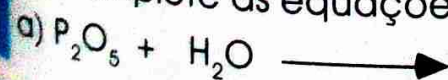
4 - Compare a densidade da água com a do ácido sulfúrico concentrado. Justifique a necessidade de se agitar, sempre que se dilue o ácido sulfúrico.

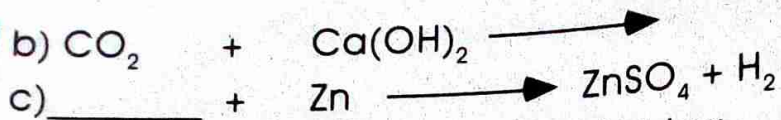
5 - Escreva as fórmulas moleculares dos seguintes ácidos.

- ácido sulfúrico
- ácido fosforoso
- ácido nítrico
- ácido clorídrico
- ácido carbónico.

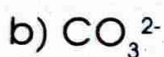
6 - Escreva as equações de reacções para obtenção dos ácidos sulfuroso e carbónico a partir dos seus óxidos e água.

7 - Complete as equações das reacções:





8 - Escreva nomes dos radicais ácidos:



9 - O que são sais. Escreva as fórmulas dos seguintes sais.

cloreto de sódio, carbonato de sódio, sulfureto de sódio, fosfato de potássio, sulfato de chumbo.

10 - Complete a tabela seguinte:

Nome do ácido	Radical ácido	Nome do radical ácido
_____	$\text{SO}_3^{2-}$	_____
ácido bromídrico	_____	_____
_____	_____	Sulfureto
_____	$\text{NO}_2^-$	_____

# CAPÍTULO VII

## **Reacções redox**

# REACÇÕES REDOX

A experiência seguinte descreve uma reacção redox.

## Experiência:

- óxido negro de cobre
- sulfato de cobre anidro
- hidrogénio
- lamparina de álcool
- pinça metálica
- tubo afilado ligado por meio de um tubo de borracha ao recipiente onde se produz hidrogénio.
- Segura-se o tubo de ensaio por meio da pinça, mantendo-o na posição horizontal.
- Coloca-se um pouco de óxido negro de cobre no fundo do tubo de ensaio, usando a espátula.
- Limpa-se devidamente a espátula e coloca-se um pouco de sulfato de cobre anidro próximo da boca do mesmo tubo de ensaio.
- Introduce-se no tubo de ensaio, próximo do óxido negro de cobre, o tubo afilado por onde sai hidrogénio. Simultaneamente, aquece-se o óxido à chama da lamparina, tal como se indica na figura abaixo.

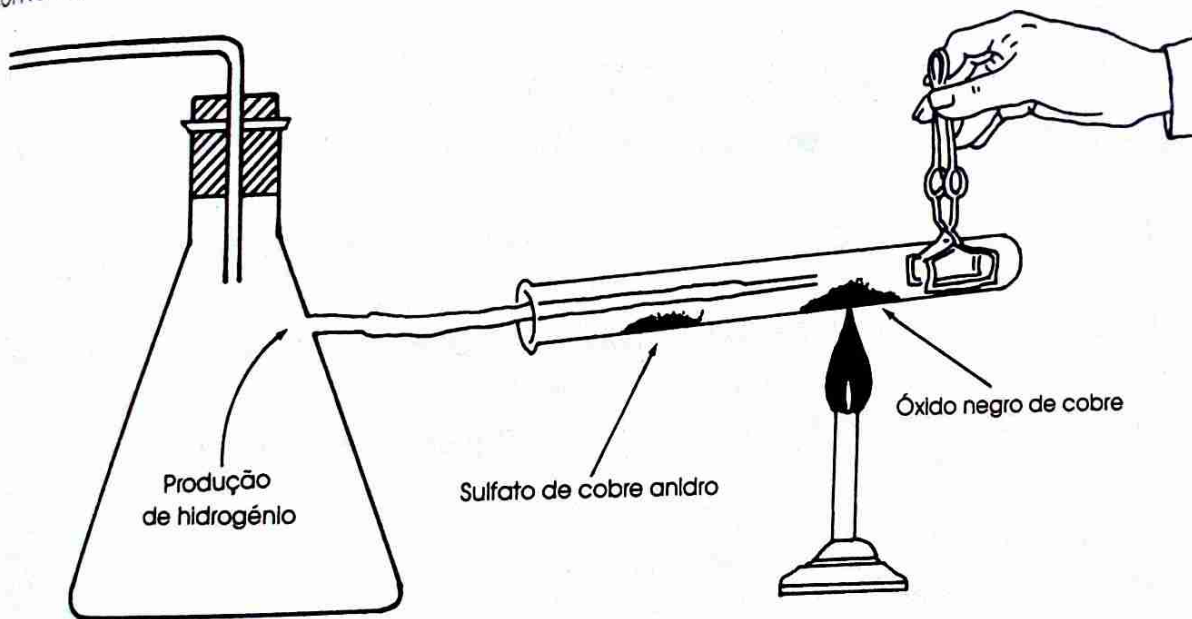


Fig. 30 - Redução do óxido de cobre (II)

## Observação:

- Durante o aquecimento, o óxido negro de cobre começa por adquirir cor vermelha, passando depois a ter uma cor característica do cobre metálico.
- O sulfato de cobre anidro adquire cor azul.

As mudanças de cor observadas no óxido negro de cobre provam a ocorrência de uma reacção química. Assim:

— O óxido negro de cobre ( $\text{CuO}$ ) transforma-se em cobre metálico ( $\text{Cu}$ ).

— O oxigénio ( $O_2$ ) que sai do óxido de cobre combina-se com hidrogénio ( $H_2$ ), originando água.

A formação de água é identificada pelo facto de azular o sulfato de cobre anidro.

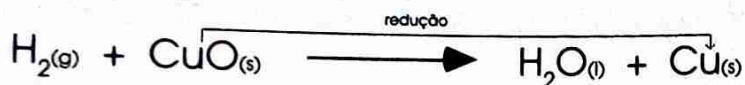
Para que esta reacção se dê, é necessário fornecer energia térmica aos reagentes.

Esta reacção pode traduzir-se pela seguinte equação química.

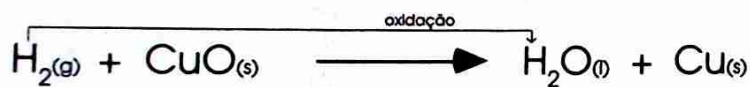


Durante esta reacção:

— O óxido de cobre ( $CuO$ ) perdeu oxigénio, transformando-se em cobre, diz-se que foi reduzido. Esta redução é traduzida pela seguinte semi-equação:

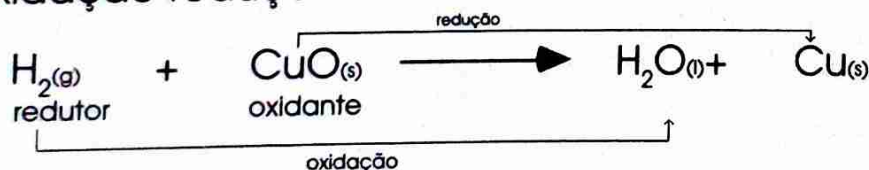


— O hidrogénio actuou como *agente redutor* do óxido de cobre; por seu lado o hidrogénio combinou-se com o oxigénio para originar água; diz-se que foi oxidado. Esta oxidação é traduzida pela seguinte semi-equação:



— O óxido de cobre actuou como *agente oxidante* do hidrogénio.

Pode, assim, concluir-se que ocorreu simultaneamente uma oxidação e uma redução. Diz-se que se trata de uma *reacção de oxidação-redução ou reacção redox*, que se traduz pela seguinte equação de oxidação-redução.



## Oxidação-Redução

As designações de oxidação e de redução devem-se a Lavoisier que as definiu, pela primeira vez, da seguinte forma:

— Oxidação, como sinónimo de combinação de um elemento com o oxigénio.

— Redução, como sinónimo de remoção do oxigénio dos compostos.

Um elemento que se oxida diz-se que actua como redutor; um elemento que se reduz, diz-se que actua como oxidante.

Assim, segundo Lavoisier:

- um redutor ganha oxigénio;
- um oxidante cede oxigénio.

De uma maneira geral, os metais e os não-metais podem ser redutores. O poder redutor dos metais é tanto maior quanto mais rápida e violenta a sua combinação com o oxigénio.

O sódio e o potássio são exemplos de redutores muito enérgicos. Ao contrário, a prata e o ouro praticamente não são redutores.

O hidrogénio consegue remover o oxigénio do óxido de cobre, reduzindo-o a cobre, actua como *agente redutor*. Combina-se, então, com o oxigénio proveniente deste óxido, oxidando-se. Pode, assim, afirmar-se que o hidrogénio é um redutor mais forte do que o cobre, por seu turno, o cobre é um oxidante mais forte do que o hidrogénio.

Tabela 18 - Alguns elementos por ordem decrescente da sua força como redutores

	potássio	
	sódio	
	magnésio	
	zinco	
	ferro	
	chumbo	
	hidrogénio	
	cobre	
	mercúrio	
	prata	
	ouro	

↑ poder oxidante decresce

↓ poder redutor decresce

A observação desta tabela permite afirmar, para os elementos que a constituem, por exemplo, o seguinte:

- potássio é o redutor mais forte;
- o ouro é um redutor muito fraco, praticamente inerte;
- o hidrogénio é um redutor mais forte do que os metais que o seguem nesta lista;
- qualquer um dos metais que se situam acima do hidrogénio são redutores mais fortes do que este elemento.

Assim:

- 1 - O zinco pode retirar o oxigénio do óxido de chumbo.  
O zinco actua como redutor, oxidando-se.  
O óxido de chumbo actua como oxidante, reduzindo-se.
- 2 - O chumbo não pode retirar oxigénio do óxido de zinco.
- 3 - O hidrogénio não pode retirar oxigénio do óxido de zinco.
- 4 - O hidrogénio pode retirar oxigénio do óxido de mercúrio.  
O hidrogénio actua como redutor, oxidando-se.  
O óxido de mercúrio actua como oxidante reduzindo-se.

Sintetizando:

Para que ocorra uma reacção de oxidação, é necessário utilizar um redutor mais forte do que o elemento que faz parte do óxido a reduzir.

Surge naturalmente a questão seguinte:

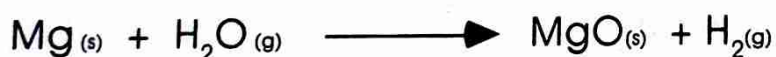
— Será possível reduzir um óxido não metálico como, por exemplo, a água?

— A resposta a esta questão é afirmativa.

A água é um óxido de hidrogénio. Para reduzir a água, é necessário retirar o oxigénio do hidrogénio, com o qual se encontra combinado.

Como o hidrogénio é um redutor bastante forte, para reduzir a água é necessário utilizar um redutor ainda mais forte do que o hidrogénio.

O magnésio reduz a água na fase gasosa transformando-se em óxido de magnésio (MgO) e libertando hidrogénio (H<sub>2</sub>). Esta reacção é também de oxidação-redução e pode traduzir-se pela seguinte equação química.



O dióxido de carbono é outro óxido não-metálico que pode ser reduzido pelo magnésio. A equação química que traduz esta reacção é:



## Algumas aplicações das reacções de oxidação-redução.

Os metais, na sua grande maioria, dado ao seu carácter fortemente redutor, não se encontram livres na natureza. Muitos existem na forma de óxidos. Para extrair os metais procede-se, então, à redução dos respectivos óxidos.

O ferro é um metal muito abundante. Existe em jazigos muito próximos da superfície terrestre fundamentalmente combinado com o oxigénio, formando óxidos:

— Ao óxido de ferro III (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) chama-se *hematite*

O óxido de ferro III misturado com o óxido de ferro II ( $\text{FeO}$ ) representa-se por  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  e chama-se *magnetite* ou *óxido salino de ferro*.  
Este metal extrai-se dos respectivos óxidos por redução, a temperaturas muito elevadas, nos chamados *altos-fornos*.

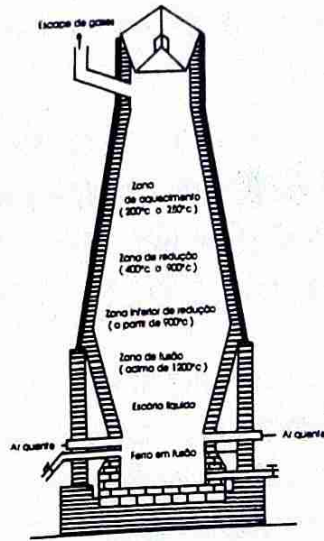


Fig. 31 - Altos-fornos

No alto forno, o minério de ferro, o coque e o calcário são aquecidos intensamente numa pressão de ar quente. O minério de ferro é reduzido a ferro, enquanto que as impurezas formam a escória.

Nestes fornos utiliza-se como combustível o coque metalúrgico, o qual, ardendo numa atmosfera pobre em oxigénio, origina monóxido de carbono. O monóxido de carbono assim obtido actua como redutor. Retira o oxigénio aos óxidos de ferro, liberta o ferro e combina-se com oxigénio, transformando-se em dióxido de carbono.

Este ferro vem misturado com bastante carbono; chama-se *gusa* ou ferro de primeira fusão. É quebradiço e não se pode soldar, pelo que não tem grande aplicação. Começa, então, por ser submetido a fusão e a partir daí obtém-se:

- O ferro forjado: é o ferro dos ferreiros, que pode trabalhar-se a martelo enquanto quente, mas perdeu muita importância industrial;
- O ferro fundido, resultante da segunda fusão: é uma variedade ainda muito dura, mas que pode moldar-se facilmente enquanto líquido;
- O aço: é ainda uma liga de ferro e carbono, sendo o teor deste compreendido entre 0,01% e 1,7%. Quanto menor for o teor de carbono mais macio é o aço.

Para obter o aço é necessário descarburar o ferro (retirar-lhe o carbono), o que se faz queimando o excesso de carbono em dispositivos especiais chamados convertidores.

O convertidor inventado em 1856 pelo inglês Henry Bessemer é um forno especial em forma de pêra que se carrega com ferro bruto. O fundo está crivado de orifícios por onde se injecta uma corrente de ar que vai oxidar o silício, o magnésio e finalmente o carbono.

Chama-se *siderurgia* ao conjunto dos processos de extração e fabrico dos vários tipos de ferro e aço.

São muitas as aplicações do aço, citando-se como exemplos:

- os carris de ferro,
- o arame,
- os pregos,
- os eixos de máquinas,
- as armações para cimento.

O "aço macio" usa-se nos núcleos dos electroímans, pelo facto de se magnetizar temporariamente por acção de corrente eléctrica.

O "aço duro" magnetiza-se permanentemente; fazem-se com eles os ímanes permanentes.

Na prática, para obter pequenas quantidades de ferro efectua-se redução de óxido de ferro (por exemplo óxido salino de ferro,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) pelo processo alumínio-térmico. Este processo baseia-se na grande afinidade do alumínio para o oxigénio, e consiste no seguinte:

- mistura-se o alumínio finamente dividido com óxido salino de ferro;
- eleva-se suficientemente a temperatura num ponto da mistura, até iniciar a reacção. A partir daí a reacção propaga-se a toda a mistura, havendo uma enorme libertação de energia térmica.

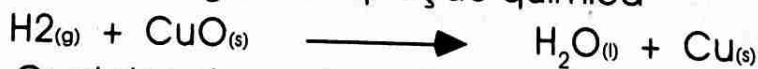
Assim, o metal separa-se do respectivo óxido.

Esta reacção é traduzida pela seguinte equação química:



#### Exercícios:

1) Dada a seguinte equação química



— Qual dos elementos sofre oxidação e porquê?

— Indique qual é o oxidante.

— Qual é a cor do cobre formado?

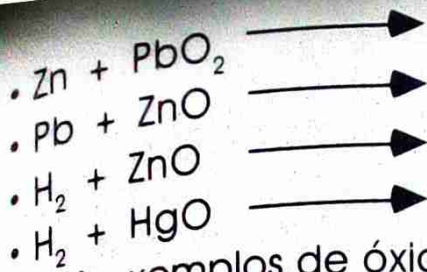
— Durante o processo formou-se água líquida. Como pode observar isso experimentalmente?

2 - Estabeleça uma diferença entre oxidação e redução.

3 - Dê exemplos de oxidação e redução

4 - As reacções redox usam-se em grande escala na indústria química para obtenção de metais a partir dos seus minérios. Dê exemplos.

5 - Indique em quais das seguintes equações químicas ocorre uma reacção química. Justifique.



6) Dê exemplos de óxidos não metálicos que podem ser reduzidos por Mg.

7 - Qual é a diferença entre descarburar e siderurgia.

8 - Dê exemplos de aplicação de aço.

9 - Quantas gramas de oxigénio são necessárias para a combustão de 1,5g hidrogénio? Quantas gramas de água se formam nesta reacção?

10) Formule as equações das seguintes reacções redox:

a) óxido de cobre (II) + zinco  $\longrightarrow$  cobre + óxido de zinco

b) óxido de prata + cobre  $\longrightarrow$  prata + óxido de cobre

(II)  
c) pentóxido de fósforo + carbono  $\longrightarrow$  fósforo + dióxido de carbono

— Indique em cada equação as reacções parciais de oxidação e redução.

11 - Considere a reacção redox entre dióxido de carbono e magnésio e indique na equação o oxidante e o redutor.

12 - Pretende-se reduzir 20 g de óxido salino de ferro com alumínio.

a) Que quantidade de alumínio é necessária para reduzir completamente o óxido de ferro?

b) Quantas gramas de ferro se formam?

13 - Que propriedades de hidrogénio o diferencia do oxigénio?

14 - Qual é a diferença entre oxidação e redução?

15 - Faça esquema do alto forno.

a) Indique os reagentes e produtos de reacção na produção do ferro bruto.

b) Que tipo de reacção ocorre no alto forno?

c) Formule a equação química de formação do ferro bruto.

16 - Qual é a principal diferença entre o ferro bruto e o aço.

17 - Compare a densidade da água com a densidade de ácido sulfúrico.

18 - Ácido carbónico forma-se reagindo-se dióxido de carbono com água. Formule a equação de reacção.

19 - O que são ácidos e como identificar soluções ácidas?

# APÊNDICE

## **Sistematização**

## SISTEMATIZAÇÃO

### *Substância química*

A Química estuda as substâncias e as suas transformações.

Substância é a qualidade de matéria que compõe os corpos. As substâncias distinguem-se umas das outras através das suas propriedades, por exemplo temperatura de fusão, de ebulição, massa molar, densidade, cheiro, cor, solubilidade e reactividade com outras substâncias. As substâncias químicas transformam-se em reacções químicas. As substâncias classificam-se em puras e misturas.

### *Substâncias puras*

São aquelas que não estão misturadas com outras substâncias. As substâncias puras subdividem-se em elementos e compostos. Compostos são constituídos por elementos.

### *Misturas*

As misturas formam-se juntando-se duas ou mais substâncias. Os componentes duma mistura mantêm as suas propriedades. As misturas podem ser homogéneas (soluções) e heterogéneas.

### *Fenómeno físico*

É a transformação sofrida por uma substância sem que haja alteração na sua constituição íntima, sendo possível a sua recuperação por métodos elementares.

### *Fenómeno químico*

É a transformação sofrida por uma substância em que há alteração na sua constituição íntima não sendo possível a sua recuperação por métodos elementares.

### *Elemento químico*

É uma substância pura constituída por átomos com o mesmo número atómico. Os elementos químicos podem ser metais e não-metais.

Elementos químicos são representados em linguagem química por símbolos.

### *Metais*

São elementos químicos com o brilho metálico, boa condutibilidade de calor e electricidade.

### *Não-metais*

São elementos químicos que não possuem as três propriedades dos metais.

### *Composto químico*

É uma substância pura constituída por, pelo menos dois elementos diferentes. Quimicamente compostos químicos são representados por fórmulas. Dependendo da constituição, os compostos químicos subdividem-se em diferentes grupos: óxidos, bases, ácidos e sais.

### *Óxidos*

São compostos químicos nos quais o oxigénio liga-se com um outro elemento. Se o outro elemento ligado ao oxigénio for não metal, o óxido é ácido e se for metal, é básico.

### *Ácidos*

São substâncias que em solução aquosa dissociam-se em protões e radical ácido.

Em presença de soluções ácidas a solução alcoólica de fenolftaleína permanece incolor e a tintura azul de tornesol adquire cor vermelha.

### *Bases ou hidróxidos*

São substâncias que em solução aquosa ou fundida dissociam-se em ião hidroxila e catião, geralmente metálico.

A fenolftaleína em presença das soluções básicas ou alcalinas adquire cor vermelha e a tintura azul de tornesol fica azul.

### *Sais*

São substâncias que em solução aquosa dissociam-se em partículas com carga eléctrica positiva (catiões metálicos) e partículas com a carga eléctrica negativa (radical ácido)

### *Estrutura das substâncias*

As substâncias são constituídas por partículas, átomos e moléculas.

Átomos são partículas de que são constituídos os elementos.

Os átomos contém o núcleo e a electrosfera. No núcleo encontram-se protões e neutrões e na electrosfera os electrões. Num átomo o número de electrões é igual ao número de protões.

A unidade de quantidade de substância é mole. 1 mol de substância contém  $6,02 \times 10^{23}$  partículas.

Massa molar é o quociente entre a massa duma substância e o número de moles. A partir da massa molar é possível, conhecendo-se o número de moles, calcular a massa duma substância.

### *Reacção química e equação química*

Numa reacção química as substâncias transformam-se noutras, com novas propriedades.

Reagentes  $\longrightarrow$  produtos de reacção

Numa reacção química a massa dos reagentes é igual a massa dos produtos da reacção (lei da conservação da massa).

Equação química é a representação simbólica duma reacção química.

Equação química indica a transformação dos reagentes em produtos, e a proporção em que as substâncias reagem.

### Classificação das reacções químicas

As reacções em que o oxigénio participa podem ser:  
Oxidação, redução e reacção redox.

### Oxidação

É a reacção química em que um elemento combina com o oxigénio. É uma equação parcial duma reacção redox.

### Redução

É a reacção em que substâncias perdem oxigénio.

### Reacção redox

É a reacção em que ocorre simultaneamente a oxidação e a redução.

Numa reacção redox ocorrem simultaneamente duas reacções parciais: oxidação e redução.

Oxidante é a substância que cede o oxigénio. O oxidante reduz-se.

Redutor é a substância que recebe o oxigénio. O redutor oxida-se.

### John Dalton (1766-1844)

Cientista inglês, revelou seus dotes científicos aos doze anos de idade. Com esta idade, Dalton já ensinava Matemática.

Dalton foi um pensador brilhante. Suas teorias sobre o átomo, baseadas nas leis ponderais, são consideradas marco da Química Moderna.

### Jöns Jakob Berzelius (1779-1848)

Berzelius foi professor de Química em Estocolmo. É conhecido pela descoberta de vários elementos químicos.

## Tabela de alguns Metais e Não-metais

Elemento	Símbolo	Valência	Massa atômica relativa
<b>Metais</b>			
Sódio	Na	I	23
Magnésio	Mg	II	24
Alumínio	Al	III	27
Potássio	K	I	39
Cálcio	Ca	II	40
Crômio	Cr	II, III, VI	52
Manganês	Mn	II, IV, VII	55
Ferro	Fe	II, III	56
Cobre	Cu	I, II	64
Zinco	Zn	II	65
Prata	Ag	I	108
Bário	Ba	II	137
Ouro	Au	I, III	197
Mercúrio	Hg	I, II	201
Chumbo	Pb	II, IV	207
<b>Não-Metais</b>			
Carbono	C	II, IV	12
Nitrogénio	N	II, III, IV, V	14
Oxigénio	O	II	16
Flúor	F	I	19
Fósforo	P	III, IV, V	31
Enxofre	S	II, IV, VI	32
Cloro	Cl	I, III, V, VII	35
Bromo	Br	I, V	80
Iodo	I	I, V, VII	127

# ÍNDICE

Introdução	3
<b>CAPÍTULO I</b>	
Conceitos iniciais	7
Química, uma ciência natural	7
• Relação da Química com outras ciências.	7
• Substâncias químicas e sua transformação	7
• Corpo e substância	7
• Propriedades das substâncias	8
• Combustibilidade, cheiro; ar	8
• Solubilidade em água	9
• Ponto de ebulição	9
• Ponto de fusão	10
• Misturas	11
• Preparação de misturas	11
• Classificação de misturas	12
• Separação de misturas	12
• Decantação e filtração	12
• Evaporação	13
• Destilação	14
• Destilação simples	15
• Destilação fraccionada	16
• Soluções aquosas Importância da água como solvente	17
• Solubilidade dos sólidos em água	18
• Factores que favorecem a dissolução	19
• Fenómeno físico e químico	20
• Exercícios	22
<b>CAPÍTULO II</b>	
Substâncias simples e compostas	25
Estrutura atômica	25
• A lei de Dalton	25
• Número atômico	27
• Elemento químico	29
• Símbolos químicos	30
• O símbolo	31
• Compostos	32
• Fórmula química	32
• Mol	33
• Exercícios	35
<b>CAPÍTULO III</b>	
Massa atômica — Massa molecular — Massa molar —	39
Concetração molar — Concetração percentual	39
• Massa atômica	39
• Massa molecular relativa	40

• Massa molar . . . . .	41
• Cálculo da concentração molar e da concentração percentual de uma solução . . . . .	43
• Determinação da composição centesimal de um composto . . . . .	45
• Exercícios . . . . .	49
<b>CAPÍTULO IV</b>	
Reacções e equações químicas . . . . .	53
• Reacção química . . . . .	53
• Tipos de reacções químicas . . . . .	55
• Equações químicas . . . . .	55
• Valência dos elementos nos compostos . . . . .	57
• Como escrever a fórmula dum composto . . . . .	57
• Exercícios de aplicação . . . . .	59
• Lei da conservação da massa - acerto de equações . . . . .	59
• Lei da conservação de massa . . . . .	59
• Como se faz o acerto de uma equação química . . . . .	60
• Estequiometria . . . . .	64
• Cálculo da massa dos reagentes . . . . .	65
• Cálculo da massa dos produtos . . . . .	66
• Exercícios . . . . .	67
<b>CAPÍTULO V</b>	
Oxigénio — Oxidação — Óxidos — Bases . . . . .	71
Oxigénio . . . . .	71
• Propriedades físicas e químicas de oxigénio . . . . .	72
• Obtenção laboratorial do oxigénio . . . . .	73
• Preparação do oxigénio na indústria . . . . .	74
• Composição e importância do ar . . . . .	74
• Combustão, combate aos incêndios . . . . .	75
• Combate aos incêndios . . . . .	76
Oxidação . . . . .	78
Óxidos . . . . .	80
• Nomenclatura dos óxidos metálicos . . . . .	80
• Nomenclatura dos óxidos ametálicos (não-metálicos) . . . . .	81
• Propriedades dos óxidos . . . . .	81
Bases ou hidróxidos . . . . .	83
• Preparação de soluções básicas . . . . .	83
• Exercícios . . . . .	86
<b>CAPÍTULO VI</b>	89
Hidrogénio, Ácidos e sais . . . . .	89
• Preparação laboratorial do hidrogénio . . . . .	91
• Propriedades químicas e físicas do hidrogénio . . . . .	91
• Aplicações do hidrogénio . . . . .	92
Ácidos . . . . .	95
• Obtenção dos ácidos . . . . .	96
• Propriedades dos ácidos . . . . .	96
• Reacção com metais . . . . .	96

Salis	96
• Exercícios	97
<b>CAPÍTULO VII</b>	
Racções redox	101
Oxidação—Redução	102
• Algumas aplicações das reacções de oxidação-redução	104
• Exercícios	106
<b>APÊNDICE</b>	
Sistematização	111