

DE ACORDO COM
O NOVO PROGRAMA

8.^a classe

Livro aprovado pelo
Ministério
da Educação



Miguel Mussa Ernesto / José António P. de Barros

Química

 **PLURAL**
EDITORES
GRUPO PORTO EDITORA

LIVRO DO ALUNO

ÍNDICE

1

1. INTRODUÇÃO AO ESTUDO DA QUÍMICA

- 8 **1. INTRODUÇÃO AO ESTUDO DA QUÍMICA**
- 8 1.1. Conceito e objecto de estudo da Química
- 10 1.2. Como surgiu e se desenvolveu a Química como ciência?
- 13 1.3. Relação da Química com outras ciências
- 14 1.4. Importância da Química na sociedade
- 16 1.5. Regras e normas de higiene e segurança no laboratório
- 18 1.6. Estrutura de um relatório

2

2. SUBSTÂNCIAS E MISTURAS

- 26 **1. MATÉRIA**
- 26 1.1. Conceito de matéria
- 27 1.2. Propriedades gerais da matéria
- 29 1.3. Estados de agregação da matéria
- 30 1.4. Mudanças de estado de agregação da matéria
- 33 **2. CLASSIFICAÇÃO DA MATÉRIA: AS SUBSTÂNCIAS E AS MISTURAS**
- 33 2.1. Substâncias
- 33 2.2. Algumas propriedades específicas das substâncias
- 35 2.3. Classificação das substâncias
- 35 2.4. Misturas
- 38 **3. MÉTODOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS**
- 38 3.1. Métodos de separação de misturas homogêneas
- 40 3.2. Métodos de separação de misturas heterogêneas

3

3. ESTRUTURA DA MATÉRIA E REAÇÕES QUÍMICAS

- 50 **1. ESTRUTURA DA MATÉRIA**
- 51 1.1. O átomo e o ião: conceito e sua constituição
- 55 1.2. Elementos químicos e sua representação simbólica
- 58 1.3. Classificação dos elementos químicos
- 59 1.4. Substâncias simples e compostas – moléculas e sua classificação
- 62 1.5. Valência de um elemento químico
- 64 **2. REACÇÕES QUÍMICAS**
- 64 2.1. Fenómenos físicos e fenómenos químicos
- 66 2.2. Reacções químicas: conceito, condições de ocorrência e suas manifestações
- 67 2.3. Equações químicas
- 68 2.4. Tipos de reacções químicas
- 71 **3. CÁLCULOS QUÍMICOS – ESTEQUIOMETRIA**
- 72 3.1. Massa atômica e massa molecular

4

- 74 3.2. Composição percentual ou centesimal das substâncias
- 76 3.3. Quantidade de substância (mole) e número de Avogadro
- 78 3.4. Massa molar
- 79 3.5. Volume molar
- 80 3.6. Interpretação das equações das reacções químicas

1. ÁGUA

- 92 1. ÁGUA
- 92 1.1. Ocorrência da água na Natureza
- 93 1.2. Propriedades físicas da água
- 94 1.3. Composição química da água
- 95 1.4. Qualidade da água
- 96 1.5. Fontes e formas de abastecimento de água para consumo humano
- 97 1.6. Poluição: agentes poluentes da água
- 98 1.7. Tratamento e conservação da água
- 100 1.8. Ciclo da água e sua importância

2. ÁGUA COMO SOLVENTE

- 104 2.1. Solução: solvente e soluto. Substâncias solúveis e não solúveis
- 105 2.2. Solubilidade, dissolução e diluição
- 105 2.3. Classificação das soluções quanto à concentração: solução diluída, concentrada, saturada e supersaturada
- 107 2.4. Concentração mássica, molar e percentual de uma solução

3. HIDROGÉNIO

- 110 3.1. Breve história do hidrogénio. Ocorrência na Natureza
- 111 3.2. Obtenção do hidrogénio no laboratório e na indústria
- 112 3.3. Propriedades físicas e químicas do hidrogénio
- 113 3.4. Aplicações do hidrogénio

4. REACÇÕES REDOX

- 114 4.1. Processos de oxidação e redução – agentes oxidante e redutor
- 115 4.2. Importância das reacções redox na técnica para obtenção e purificação dos metais – produção industrial do ferro bruto

5. OXIGÉNIO

- 116 5.1. Breve história do oxigénio. Ocorrência na Natureza
- 117 5.2. Preparação laboratorial e industrial do oxigénio
- 118 5.3. Catalisadores: conceito, propriedades físicas e aplicações
- 119 5.4. Aplicações do oxigénio
- 120 5.5. Composição do ar e a sua importância como matéria-prima. Poluição do ar
- 121 5.6. O ozono e as suas propriedades físicas. Formação, destruição e importância da camada de ozono

6. ÓXIDOS

- 123 6.1. Óxidos: conceito, classificação e nomenclatura
- 124 6.2. Oxidação lenta e factores que a favorecem
- 125 6.3. Prevenção da corrosão dos metais

7. COMBUSTÃO

- 126 7.1. Combustão: conceito, condições para a sua ocorrência e sua importância
- 128 7.2. Combustíveis – recursos renováveis e não renováveis. Mecanismos para a reposição de combustíveis renováveis
- 129 7.3. A chama e a sua estrutura
- 130 7.4. Incêndios: prevenção e combate
- 131 7.5. Calor da reacção

ANEXOS

1

INTRODUÇÃO AO ESTUDO DA QUÍMICA

1. INTRODUÇÃO AO ESTUDO DA QUÍMICA

- 1.1. Conceito e objecto de estudo da Química
- 1.2. Como surgiu e se desenvolveu a Química como ciência?
- 1.3. Relação da Química com outras ciências
- 1.4. Importância da Química na sociedade
- 1.5. Regras e normas de higiene e segurança no laboratório
- 1.6. Estrutura de um relatório

1

INTRODUÇÃO AO ESTUDO DA QUÍMICA

Vou aprender

- O que é a Química: conceito e objecto de estudo
- A história do surgimento da Química como ciência
- A relação da Química com outras ciências
- Qual a importância da Química na sociedade
- Quais são as regras e normas básicas de higiene e segurança no laboratório de Química
- A elaborar um relatório de uma experiência

1. Introdução ao estudo da Química

1.1. Conceito e objecto de estudo da Química

No nosso dia-a-dia habituamo-nos a lidar com uma série de materiais e processos fascinantes. Os exemplos que se seguem são evidentes:

- O sabão e o sabonete (Fig. 1) são produtos diferentes, utilizados para a higiene pessoal e para a lavagem de determinados objectos.



Fig. 1 – Sabões e sabonetes.

- A água, que bebemos e utilizamos para os mais diversos fins, e a água-oxigenada são substâncias líquidas muito conhecidas por todos nós (Fig. 2). Mas nem todos sabem que estas duas substâncias, formadas por hidrogénio e oxigénio, são tão diferentes no seu comportamento e aplicações. Por exemplo, a água-oxigenada é quimicamente uma solução aquosa de peróxido de hidrogénio, que se apresenta em diferentes concentrações. As soluções de água-oxigenada que se vendem nas farmácias contêm normalmente 3 partes de peróxido de hidrogénio e 97 partes de água. Para além da aplicação como desinfectante, o peróxido de hidrogénio também serve para branquear o algodão e a celulose e desinfectar a água que bebemos.



Fig. 2 – Água-oxigenada e água para consumo humano.

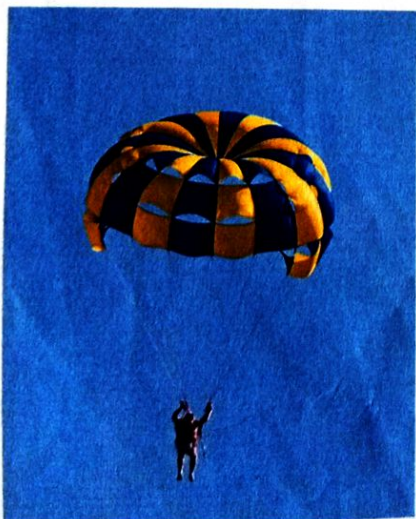


Fig. 3 – Pára-quadras.

- Um pára-quadras (Fig. 3) é um aparelho feito normalmente de tecido ou de fibra sintética, com um formato semiesférico destinado a diminuir a velocidade da queda de pessoas (por exemplo, soldados) ou objectos despenhados de grande altura. Durante as cheias e em período de guerra os pára-quadras são usados para distribuir alimentos e medicamentos às populações em risco. Com a formação de unidades especializadas em salto de pára-quadras, a Força Aérea de quase todos os países dispõe assim de uma possibilidade de colocar tropas no solo a partir do céu, possibilitando que as tropas sejam transportadas mais rapidamente.

- Um **foguete pirotécnico** ou **fogo-de-artifício** (Fig. 4) é um explosivo dotado de um pavio para iniciar a combustão. A combustão inicial provoca a rápida ascensão do foguete, que a certa altura explode violentamente. Estes foguetes são usados em festas populares ou celebrações para dar um efeito ruidoso e luminoso ao acontecimento, e como meio de aviso de que algum acontecimento está a iniciar ou a terminar. **A pirotecnia é uma das maravilhas criadas pelo Homem.**

Conforme o elemento químico adicionado à mistura explosiva, podem ser obtidas diferentes cores, como podemos ver na tabela abaixo:

ELEMENTO QUÍMICO ADICIONADO	COR DOS FOGOS
Sódio	Amarelo
Lítio	Vermelho
Bário	Verde
Potássio	Azul ou púrpura
Magnésio	Branco ou prata
Cobre	Azul
Estrôncio	Vermelho
Cálcio	Vermelho
Alumínio	Branco
Ferro	Dourado

Todos estes materiais e substâncias bem como os processos que nos proporcionam uma melhor qualidade de vida não estariam disponíveis se não fosse a Química.

Tudo o que nos rodeia, das estrelas às profundezas do mar, o ar que respiramos e a água que bebemos, o vestuário que usamos, os medicamentos que tomamos, tudo é feito de substâncias químicas; os pirilampos, que tanto admiramos pela luz que emitem, e até mesmo nós pertencemos a mais uma forma maravilhosa de combinações de substâncias químicas.

- O **pirilampo** (Fig. 5) é um insecto notório pelas suas emissões luminosas. Essa emissão luminosa decorre de uma reacção química entre um fermento e outras substâncias químicas. As suas emissões luminosas devem-se a uma substância que ao entrar em contacto com o ambiente é oxidada e produz uma molécula que, por sua vez, produz a luz. Esse fenómeno é denominado bioluminescência.

Como poderemos definir a Química?

A Ciência, como um conjunto organizado de conhecimentos, apresenta-se dividida em várias disciplinas que se relacionam entre si. Entre elas temos a Química.



Fig. 4 – Espectáculo pirotécnico durante uma passagem de ano.



Fig. 5 – Pirilampo.

A Química pertence ao grupo das **ciências** que estudam o mundo que nos rodeia em toda a riqueza das suas formas e variedade de fenómenos que nele ocorrem. Ela faz parte, juntamente com a Biologia, a Física e a Geologia, das **Ciências Naturais**. A sua especificidade consiste em:

- Procurar entender como são constituídas as substâncias e os materiais.
- Estabelecer a relação entre a estrutura das substâncias e as suas propriedades.
- Esclarecer como decorrem os processos de transformação de umas substâncias noutras e as transformações de energia envolvidas nesses processos.
- As aplicações das substâncias.

Podemos por isso dizer que tudo à nossa volta é Química, pois todos os materiais que nos cercam passaram ou passam por algum tipo de transformação.

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

1.2. Como surgiu e se desenvolveu a Química como ciência?

A história da Química está ligada ao desenvolvimento do Homem. Por isso, também se considera a Química como uma ciência cultural.

Desde os tempos mais remotos que o Homem observa o mundo que o rodeia com muita curiosidade e admiração. Em muitos casos maravilhou-se com as descobertas que ia fazendo que, em algumas situações, lhe traziam benefícios, mas noutras até sentia medo. Na tentativa de desvendar os mistérios do mundo que o rodeava, o Homem começou a questionar-se sobre como seria formado esse mesmo mundo.

O fogo, por exemplo, tem fascinado a Humanidade durante milhares de anos, podendo ser considerado como a maior conquista do Homem pré-histórico, tendo servido como protecção aos primeiros homens, afastando os predadores. Na época fria serviu e serve, ainda, para proteger o Homem do frio. Ainda hoje o fogo continua a ser usado pelo Homem na caça e na confecção de alimentos.

Foi nesse contexto que, da **Pré-História à Antiguidade**, o Homem aprendeu a usar o fogo, a transformar a pedra, a madeira e os ossos para os aplicar como ferramentas no fabrico de meios de produção simples e na construção de casas. Progressivamente, o Homem foi percebendo mais a utilidade do **fogo**, começando a usá-lo

na fundição para produzir metais a partir dos seus minérios, bem como na produção de vidro, produtos de cerâmica e outros. Pode mesmo dizer-se que a **descoberta do fogo** constituiu uma das mais importantes descobertas do Homem na Antiguidade com carácter químico.

Na **Antiguidade** o fogo era visto como uma das partes fundamentais que formariam a matéria. Na **Idade Média**, os **alquimistas** (seguidores da Alquimia) acreditavam que o fogo tinha a capacidade de transformar a matéria alterando determinadas propriedades químicas das substâncias, como a transformação de um minério sem valor em ouro. Mais tarde, o Homem passou a obter outros produtos como cosméticos, corantes, medicamentos e bebidas, utilizando técnicas como a extracção, a filtração e a destilação que hoje conhecemos.



Fig. 6 – Produção de fogo.

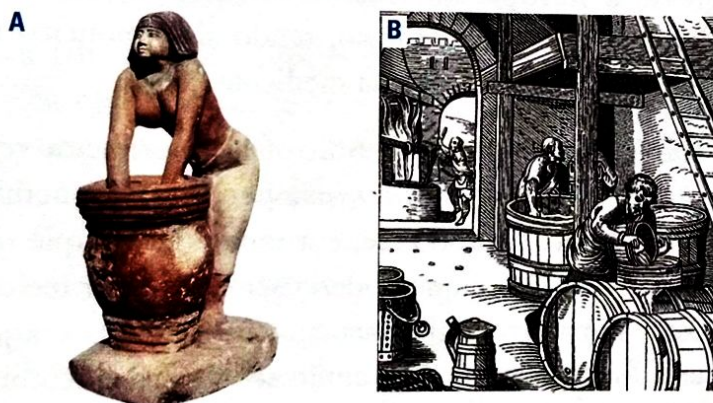


Fig. 7 – Produção de cerveja na Antiguidade (A) e na Idade Média (B).

Um dos momentos mais importantes para o desenvolvimento da Química ocorreu sem dúvida durante a **Idade Média** com o surgimento e desenvolvimento da **Alquimia**, tradição antiga que combina elementos de Química, Física, Arte, Metalurgia, Filosofia, Medicina, Misticismo e Religião. Esta tradição foi muito praticada pelos **alquimistas** (Fig. 8) nas diferentes regiões do Mundo como, por exemplo, na China, na Índia, em África e na Europa.

Esta tradição tinha três objectivos:

- Transformar metais não nobres em ouro.
- Obter um remédio que curaria todas as doenças e daria uma longa vida chamado «elixir da longa vida».
- Criar o *homunculus*, um ser humano artificial.



Fig. 8 – Alquimistas em plena actividade.



Fig. 9 – Paracelso, alquimista e pai da Medicina moderna.



Fig. 10 – Lavoisier, pai da Química moderna.

De entre os muitos alquimistas que se conhecem, Paracelso (Fig. 9) é dos mais destacados.

Paracelso é o pseudónimo de **Phillipus Aureolus Theophrastus Bombastus von Hohenheim**. Foi um famoso médico, alquimista, físico e astrólogo. O seu pseudónimo significa «superior a Celso (médico romano)».

Paracelso é conhecido como o pai da Medicina moderna. Na sua infância, ele acompanhava o seu pai viajando pelos povoados de Einsiedeln (Suíça), sua terra natal, observando a manipulação das ervas utilizadas para curar doentes daquela região. Dessa forma, passou a apreciar a actividade paterna. As primeiras noções sobre Teologia, Alquimia e Latim foram transmitidas pelo seu pai. Foi educado na Áustria como alquimista e aos 17 anos formou-se em Medicina na Universidade de Viena. Quando jovem trabalhou em minas como analista.

Viajou para vários lugares do Mundo como o Egipto, a Hungria, a Arábia, a Polónia e a Tartária, em busca de novos conhecimentos médicos. Foi assim que conheceu outros alquimistas com quem aprendeu muito.

No regresso à Europa, os seus conhecimentos em tratamentos médicos tornaram-no muito famoso, tendo sido pioneiro no uso de produtos químicos e de minerais na medicina.

Parece que foi Paracelso quem utilizou pela primeira vez o termo *homunculus* (do latim *homunculus*, pequeno homem), um ser humano artificial que, segundo ele, era uma criatura que tinha cerca de 12 polegadas de altura e que poderia ser criada por meio de sêmen humano posto numa retorta hermeticamente fechada e aquecida em esterco de cavalo durante 40 dias; então se formaria o embrião.

Paracelso procurava a cura das doenças através da aplicação de substâncias químicas. Assim, Paracelso lançou uma das bases da Química moderna e, portanto, da farmacologia e do progresso da ciência médica.

Contudo, reconhece-se que, apesar de não ter carácter científico, a Alquimia foi uma fase importante na qual se desenvolveram muitos procedimentos, aparelhos e conhecimentos que serviram para impulsionar o desenvolvimento da Química como ciência.

Ainda hoje existem nas diferentes regiões do Mundo, inclusive em Moçambique, pessoas que desenvolvem actividades características dos alquimistas.

Supõe-se, entretanto, que foi **Antoine-Laurent Lavoisier** (Fig. 10), químico francês, o principal criador da Química moderna.

Lavoisier, que ficou célebre pela sua frase «na Natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma», foi o primeiro cientista a enunciar o princípio da conservação da matéria. Além disso, identificou e baptizou

o oxigénio e participou na reforma da nomenclatura química. Foi ele quem descobriu que a água é uma substância composta, formada por dois átomos de hidrogénio e um de oxigénio.

Lavoisier viveu na época em que começava a Revolução Francesa, onde o Terceiro Estado (camponeses, burgueses e comerciantes) ficaria com o poder da França.

Foi decapitado na guilhotina durante a revolução, pois não era bem visto pela população, que pensava que, por pertencer a uma família nobre, Lavoisier também participava do corrupto sistema que enchia de impostos a sociedade. Um seu contemporâneo, Joseph-Louis de Lagrange, disse dele: «Não bastará um século para produzir uma cabeça igual à que se fez cair num segundo».

Os trabalhos de Lavoisier deram aos químicos a primeira compreensão consistente sobre a natureza das reacções químicas. Pelos seus feitos ele revolucionou a Química, sendo por isso considerado o pai da Química moderna, ou seja, o pai da Química como ciência institucionalizada.

1.3. Relação da Química com outras ciências

Como já foi mencionado, a Química faz parte das Ciências Naturais. Ela, conjuntamente com a Física, a Biologia e a Geologia, baseia-se na observação da Natureza.

Além de se relacionar directamente com a Física, a Biologia e a Geologia, a Química também se relaciona com outras ciências como a História, a Filosofia, a Arte, a Matemática, a Informática, o Desenho, a Geografia e a Arqueologia, entre outras.

A história do desenvolvimento da Química como ciência que vimos anteriormente é um exemplo concreto da relação entre a Química e as outras ciências.

A Química pode, por exemplo, fazer uso da História para descrever factos e acontecimentos do passado relacionados com a Química.

Também pode fazer uso da Geografia e da Geologia para situar e facilitar a localização geográfica das fontes das substâncias, como, por exemplo, as minas de carvão de Moatize na província de Tete, os poços de gás natural na província de Inhambane, as areias pesadas de Chibuto e de Moma nas províncias de Gaza e de Nampula, respectivamente.

Pode também utilizar métodos matemáticos para elaboração de cálculos muito importantes sobre reacções químicas e processos industriais; métodos de desenho para esquematizar aparelhos e processos químicos ou mesmo até sistemas informáticos para facilitar a sistematização e o armazenamento de muita informação sobre as múltiplas substâncias químicas que se conhecem, facilitando deste modo o seu estudo.

Actividades

Responde às seguintes questões (caso necessário pesquisa informação em outras fontes – livros e manuais de Química).

1. Quando terá começado o estudo da Química?
2. Na Idade Média, qual era o sonho dos alquimistas?



Fig. 11 – Mina de carvão.

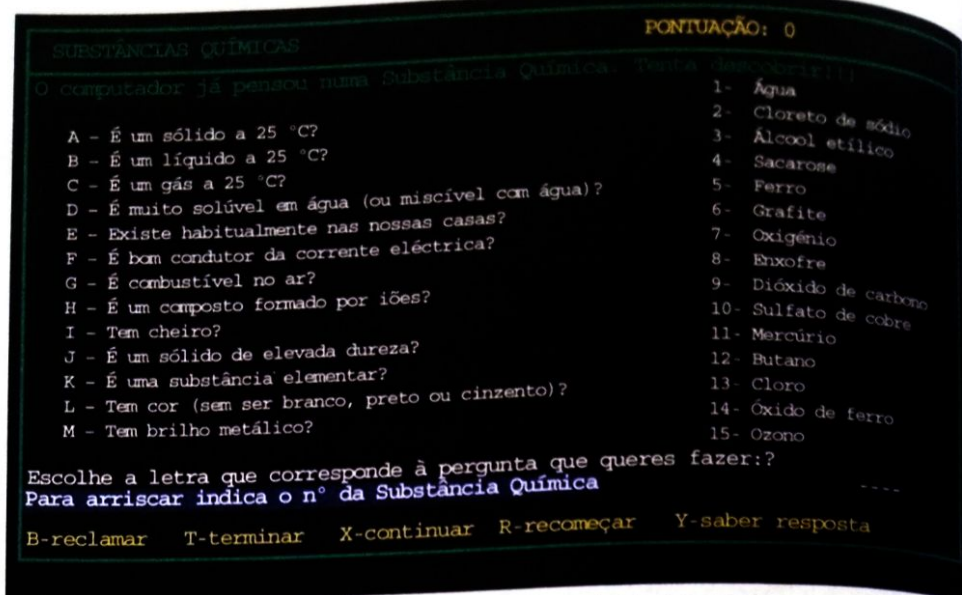


Fig. 12 – Ecrã de um computador com informação sobre substâncias químicas.

1.4. Importância da Química na sociedade

Como pudeste notar, ao longo da História da Humanidade a Química foi sempre indispensável ao Homem e à sociedade.

Ela esteve e está sempre presente no nosso dia-a-dia. Porém, assim como nos proporciona grandes benefícios, a falta de controlo e ética na sua utilização pode causar problemas de extrema gravidade. A chave do sucesso está em aproveitar ao máximo os primeiros e reduzir ao mínimo os últimos.

Durante os primeiros dois terços do século XX, a Química foi vista por muitos como a ciência do futuro. O potencial dos produtos químicos para o enriquecimento das sociedades parecia ser ilimitado. Entretanto, e especialmente na mente do público em geral, os aspectos negativos da Química começaram a tomar forma. Contribuíram para isso, por exemplo, o uso de **armas químicas** para fins militares, o **despejo de lixo químico** em locais de capacidade limitada, que resultou em **problemas ambientais** e de **saúde pública** de enormes proporções, bem como a substituição do uso **legítimo de drogas** para tratamentos médicos supervisionados de certas doenças pelo **mau uso que altera o comportamento individual**.

Benjamin Sinclair «Ben» Johnson (Fig. 13), canadiano, recordista mundial dos 100 metros nos anos 80, ganhou 3 medalhas olímpicas, duas de bronze e uma de ouro. Ele bateu sucessivamente o recorde mundial dos 100 metros em 1987 e o recorde olímpico em 1988, mas foi desqualificado por *doping*, tendo perdido o título olímpico e os recordes por ter usado esteróides anabolizantes (Fig. 14).



Fig. 13 – Ben Johnson.

Neste contexto a Química foi usada de modo impróprio.

É relativamente fácil subestimar o papel central da Química na sociedade moderna, mas os produtos químicos são essenciais para que a população mundial possa ser agasalhada, alojada e alimentada.

Não há praticamente nenhum ramo de produção que não esteja ligado à utilização da Química. A Natureza dá-nos a matéria-prima (minérios, petróleo, carvão, gás natural, cereais), a qual, submetida às transformações químicas, permite a obtenção de diversos produtos de grande utilidade como, por exemplo, no tratamento da água para consumo, na produção de alimentos, no fabrico de vestuário e na produção de adubos e pesticidas para a agricultura.



Fig. 15 – Campo agrícola de cultura do amendoim atacado por pragas em Inhambane – o tratamento com pesticidas permite eliminar a praga e melhorar a produtividade.

Sem o conhecimento da Química não teríamos medicamentos para o tratamento de várias doenças que nos preocupam, tais como a malária, a cólera, a tuberculose e o HIV/sida.

As reservas mundiais de combustíveis fósseis irão eventualmente esgotar e novos processos e materiais químicos deverão promover uma fonte alternativa de energia.



Fig. 17 – Refinaria de petróleo.



Fig. 14 – Esteróide anabólico em comprimido.



Fig. 16 – Enfermaria com doentes.

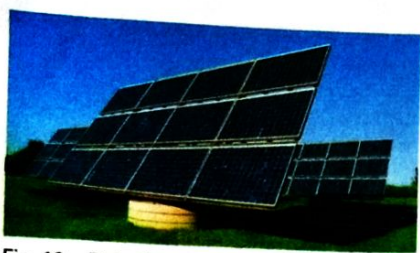


Fig. 18 – Painéis solares.

Actividades

Responde às seguintes questões (caso necessário pesquisa informação em outras fontes – livros e manuais de Química).

1. Que importância tem a Química para o Homem e para a sociedade?
2. Qual o contributo da Química na melhoria dos padrões de vida do Homem?
3. Indica aspectos negativos relacionados com a Química.

A conversão de energia solar em formas mais concentradas e de fácil utilização, por exemplo, levará a grandes descobertas na Química. A longo prazo, soluções aceitáveis para controlo e diminuição da poluição não serão possíveis sem o conhecimento químico.

A Química levará a um melhor entendimento do comportamento dos materiais naturais e sintéticos e à descoberta de novas substâncias que ajudarão as gerações futuras a melhor suprir as suas necessidades e lidar com os seus problemas.



Fig. 19 – Jovens num laboratório de Química em plena actividade laboratorial.

1.5. Regras e normas de higiene e segurança no laboratório

A Química como uma ciência experimental baseia-se na observação de fenómenos da Natureza e as suas pesquisas envolvem a realização de experiências em laboratórios e no meio ambiente. Experimentar dá prazer pois estimula a curiosidade e permite consolidar conhecimentos e desenvolver ainda mais as tuas habilidades manipulativas. Assim, poderás trabalhar mais facilmente com materiais e reagentes químicos.



Fig. 20 – Laboratório de Química e alguns equipamentos e materiais.



No entanto, o trabalho com materiais e reagentes químicos envolve cuidados acrescidos porque muitos deles são potencialmente perigosos. Por isso, a fim de evitar possíveis acidentes ou diminuir a sua gravidade, caso ocorram, deverás seguir cuidadosamente as seguintes regras – elas permitir-te-ão trabalhar com segurança e correcção!

REGRAS

COMO PROCEDER ANTES DA REALIZAÇÃO DA EXPERIÊNCIA:

- ▶ Lê com muita atenção o protocolo da experiência e esclarece todas as dúvidas com o professor antes de começares a realizar a experiência.
- ▶ Selecciona os instrumentos, aparelhos e reagentes necessários e coloca-os de forma ordeira no centro da tua bancada de trabalho.
- ▶ Coloca os óculos de protecção, veste a bata e calça as luvas e amarra o cabelo se estiver solto.
- ▶ Não comas nem bebas no laboratório.

COMO MANUSEAR PRODUTOS QUÍMICOS:

- ▶ As substâncias químicas (reagentes) devem estar devidamente identificadas, apresentando os respectivos símbolos de perigo nos rótulos, sendo normalmente armazenadas em recipientes apropriados e nunca em recipientes de produtos alimentares.
- ▶ Segura o recipiente que contém a substância química de tal forma que a tua mão envolva a zona do rótulo.
- ▶ Ao abrires o frasco nunca coloques a abertura deste em frente ao teu rosto (risco de libertação de vapores tóxicos).
- ▶ Coloca a tampa do frasco, voltada para cima (para não haver contaminações com impurezas), com cuidado sobre a tua mesa de trabalho.
- ▶ Retira pequenas porções da substância com uma espátula e fecha imediatamente o frasco depois de teres retirado a substância necessária para a experiência (a substância depois de retirada nunca deve ser devolvida ao frasco).
- ▶ Substâncias líquidas devem ser retiradas através de pipetas com o auxílio de pompets.
- ▶ Nunca cheires qualquer substância sem que o professor o tenha pedido para fazê-lo.
- ▶ Nunca ingiras substâncias químicas nem toques em substâncias químicas directamente com os dedos.
- ▶ Restos resultantes da experiência devem ser colocados em recipientes apropriados para posterior tratamento e eliminação.

COMO PROCEDER DURANTE A REALIZAÇÃO DA EXPERIÊNCIA:


- ▶ Pede sempre ao professor para verificar se a aparelhagem por ti montada está em ordem e segura.
- ▶ Não coloques reagentes nos tubos de ensaio para além de um terço do seu volume.
- ▶ Durante o aquecimento de tubos de ensaio contendo reagentes, nunca o direcções para as pessoas nem olhes para dentro do tubo por cima.

COMO PROCEDER DEPOIS DA REALIZAÇÃO DA EXPERIÊNCIA:

- ▶ Coloca os frascos dos reagentes nos seus devidos lugares do armário para reagentes químicos.
- ▶ Lava o material que utilizaste e limpa a tua mesa de trabalho.
- ▶ Lava bem as mãos.
- ▶ Verifica se as torneiras de água e gás estão devidamente fechadas e se os aparelhos eléctricos estão desligados da corrente eléctrica.

Os seguintes símbolos são internacionais e permitem qualificar as substâncias químicas quanto à sua perigosidade!

Actividades

O símbolo de perigo  representa um sinal...

A - ... de aviso para evitar o aquecimento.

B - ... de proibição de fumar.

C - ... de uso obrigatório de chama.

D - ... de aviso para manter afastado da chama.

Selecciona a opção correcta.

SÍMBOLOS INTERNACIONAIS DE PERIGO

<p>1</p>  <p>T+: Muito venenoso T: Venenoso</p>	<p>2</p>  <p>Xn: Nocivo Xi: Irritante</p>	<p>3</p>  <p>F: Inflamável F+: Extremamente inflamável</p>	<p>4</p>  <p>C: Corrosivo</p>
<p>5</p>  <p>E: Explosivo</p>	<p>6</p>  <p>R: Radioactivo</p>	<p>7</p>  <p>O: Comburente</p>	<p>8</p>  <p>Xi, Xn: Nocivo ao ambiente</p>

1 Evitar contacto com todo o corpo.
2 Evitar o contacto com a pele e não respirar os vapores.
3 Manter afastado de fontes de aquecimento, especialmente chamas.
4 Evitar todo o contacto com a pele, olhos e roupa e não respirar os vapores.
5 Evitar aquecimento, choque e fricção.
6 Não contactar com substâncias radioactivas.
7 Evitar o contacto com substâncias inflamáveis, pode causar fogos de difícil extinção.
8 Tratar e eliminar os resíduos destas substâncias de forma muito cuidada.

1.6. Estrutura de um relatório

Orientações para elaboração de um relatório

As experiências devem ser descritas com precisão. Isto permite que outros pesquisadores possam reproduzi-las e chegar às mesmas conclusões. A descrição das experiências é feita nos respectivos relatórios.

Importante: um relatório deve ser feito de tal modo que qualquer pessoa que o leia possa entender a experiência realizada e as suas implicações.

Cuidado: a falta de qualquer um dos itens no relatório significa relatório não feito, pois o relato fica de tal forma incompreensível que quem o ler não irá entender.

Sequência correcta do relatório:

A estrutura de um relatório assemelha-se à de um artigo científico, obedecendo a certas regras mais ou menos rígidas:

- Título da experiência
- Nome do(s) autor(es)
- Objectivos da experiência (o que se pretende estudar, obter ou determinar com a experiência)
- Resultados experimentais
- Discussão dos resultados
- Conclusão
- Bibliografia (se existir)

No item **Resultados experimentais** devem aparecer as observações feitas (mudança de cores, formação de substâncias, libertação ou absorção de calor, etc.), os dados determinados a partir da experiência (massa, volume, temperatura, etc.), os gráficos e cálculos (caso existam).

No item **Discussão dos resultados** deve-se, obviamente, discutir os resultados e as implicações inerentes à experiência. **Atenção** que aqui devem ser discutidos: os porquês de tal fenómeno ter acontecido; se os resultados são os esperados ou não; se a experiência foi ou não bem-sucedida e o que pode ter acontecido que justifique, se for o caso, a falta de sucesso, etc. Ainda nesse item devem constar as respostas às questões propostas nas fichas de laboratório.

O relatório **termina** com a **Conclusão** mencionando o que se conclui, e não o que se constata, da experiência.

O relatório deve ser entregue **agrafado**. Nele devem constar os **nomes e números** (primeira página) dos componentes do grupo.

Leia com atenção as observações (e/ou pontos de interrogação indicativos de que algo está incorrecto ou incoerente) feitas na correcção do relatório para não repetir os erros.

RESUMO

A **Química** é uma ciência que estuda as substâncias materiais, as suas transformações e aplicações.

A **história da Química** está ligada ao desenvolvimento do Homem. Por isso, também se considera a Química como uma ciência cultural.

Na **Idade Média** surge a **Alquimia**, tradição antiga que combina elementos de Química, Física, Arte, Metalurgia, Filosofia, Medicina, Misticismo e Religião. Esta tradição tinha três objectivos:

- Transformar metais não nobres em ouro.
- Obter um remédio que curaria todas as doenças e daria uma longa vida chamado «elixir da longa vida».
- Criar o *homunculus*, um ser humano artificial.

Paracelso foi um **alquimista** muito importante e é conhecido como o pai da Medicina moderna. Paracelso foi pioneiro no **uso de produtos químicos e de minerais na Medicina**.

Apesar de não ter carácter científico, a **Alquimia** foi uma fase importante na qual se desenvolveram muitos procedimentos, aparelhos e conhecimentos que serviram para impulsionar o desenvolvimento da Química como ciência.

Supõe-se que foi **Antoine-Laurent Lavoisier**, químico francês, o principal criador da **Química moderna**, que ficou célebre pela sua frase «**na Natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma**». Foi o primeiro cientista a enunciar o princípio da conservação da matéria, identificou e baptizou o oxigénio, participou na reforma da nomenclatura química e descobriu que a água é uma substância composta, formada por dois átomos de hidrogénio e um de oxigénio.

A **Química** faz parte das **Ciências Naturais**, conjuntamente com a **Física**, a **Biologia** e a **Geologia**, uma vez que se baseia na observação da Natureza. Também se relaciona com outras ciências como a História, a Filosofia, a Arte, a Matemática, a Informática, o Desenho, a Geografia e a Arqueologia, entre outras.

A **Química como uma ciência experimental** desenvolve muito do seu trabalho no laboratório onde é necessário respeitar **regras e normas de higiene e segurança**, a fim de evitar possíveis acidentes ou diminuir a sua gravidade caso ocorram.

Existem **símbolos de perigo** internacionais, que são colocados nas embalagens dos reagentes, que permitem qualificar as substâncias químicas quanto à sua perigosidade.

As experiências devem ser descritas com precisão em **relatórios**.

Agora vou experimentar

▶ EXPERIÊNCIA 1

O AÇÚCAR PODE SER TRANSFORMADO EM CARVÃO

MATERIAL:

- Cadinho de porcelana
- Lamparina de álcool
- Espátula ou colher
- Tripé
- Triângulo de porcelana
- Sacarose (açúcar)

PROCEDIMENTO:

1. Colocar uma espátula ou colher de açúcar no cadinho (Fig. 1).
2. Acender a lamparina e colocá-la por baixo do tripé contendo o triângulo de porcelana.
3. Colocar o cadinho sobre o triângulo de porcelana e deixar que a chama da lamparina aqueça o açúcar (Fig. 2).
4. Registrar as observações efectuadas.
5. Tirar conclusões.



Fig. 1

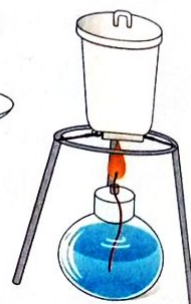
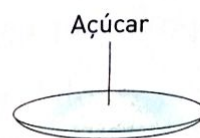



Fig. 2

▶ EXPERIÊNCIA 2

A CASCA DE OVO, O MÁRMORE E O GIZ CONTÊM DIÓXIDO DE CARBONO

MATERIAL:

- Kitasato (matraz com tubuladura lateral)
- Balão de borracha
- Elásticos
- Tubo de vidro
- Rolha de cortiça perfurada
- Seringa
- Casca de ovo
- Pedacos de giz
- Pedacos de mármore
- Vinagre
- Ácido clorídrico *

*O ácido clorídrico é corrosivo e deverá ter no rótulo o seguinte símbolo de perigo: 

PROCEDIMENTO:**EXPERIÊNCIA A**

1. Colocar a casca de um ovo no kitasato (Fig. 3).
2. Introduzir ácido clorídrico na seringa.
3. Inserir a rolha na abertura superior do kitasato e colocar a seringa no orifício da rolha.
4. Acoplar um balão de borracha à abertura lateral do kitasato utilizando elásticos (vedar bem para não haver fugas).
5. Fazer gotejar o ácido clorídrico sobre a casca de ovo, pressionando o êmbolo da seringa (Fig. 4).
6. Repetir este procedimento substituindo o ácido clorídrico pelo vinagre.
7. Registrar as observações efectuadas.
8. Tirar conclusões.



Fig. 3

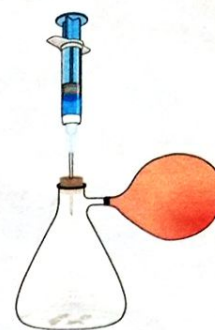


Fig. 4

EXPERIÊNCIA B

1. Repetir o procedimento da experiência A substituindo a casca de ovo por giz.
2. Registrar as observações efectuadas.
3. Tirar conclusões.

EXPERIÊNCIA C

1. Repetir o procedimento da experiência A substituindo a casca de ovo por mármore.
2. Registrar as observações efectuadas.
3. Tirar conclusões.

▶ EXPERIÊNCIA 3**O DIÓXIDO DE CARBONO QUE EXPIRAMOS PODE FORMAR SUBSTÂNCIAS SÓLIDAS****MATERIAL:**

- Copo de vidro
- Palhinha
- Solução de hidróxido de bário

PROCEDIMENTO:

1. Colocar solução de hidróxido de bário no copo de vidro (Fig. 5).
2. Soprar usando a palhinha de modo a fazer borbulhar o ar expirado na solução de hidróxido de bário (Fig. 6).
3. Registrar as observações efectuadas.
4. Tirar conclusões.



Fig. 5



Fig. 6

Actividades

1. No quadro abaixo, podes observar as imagens e nomes de alguns cientistas que participaram activamente no desenvolvimento da Química como ciência.



- a) Procura descobrir, consultando livros e manuais de Química, a obra de cada um deles que contribuiu para o desenvolvimento da Química.
- b) Ordena as letras para formares palavras correctas, as quais foram retiradas do texto do teu manual sobre a história do desenvolvimento da Química.

DEGUIANTIDA: _____

OGFO: _____

MIAQUIAL: _____

TRAFILÇÃO: _____

STILDEAÇÃO: _____

ELSPACORA: _____

SIERAVOIL: _____

2.

a) Descobre nesta sopa de letras os nomes de ciências relacionadas com a Química.



- ARQUEOLOGIA
- ARTE
- BIOLOGIA
- DESENHO
- FILOSOFIA
- FÍSICA
- GEOGRAFIA
- GEOLOGIA
- HISTÓRIA
- INFORMÁTICA
- MATEMÁTICA

b) Indica de que forma cada uma delas se relaciona com a Química.

3.

- a) Escreve em 3 linhas, usando palavras próprias, o que entendes que seja a Química.
- b) Por que razão é incorrecto dizer que um produto comercial «não possui química»?
- c) Porque achas que é importante saber Química?
- d) Classifica cada uma das frases no quadro abaixo de verdadeira (V) ou falsa (F).

FRASE	CLASSIFICAÇÃO
A Química é muito importante para a vida.	
A Química é perigosa para o Homem e para o meio ambiente.	
Estudando Química aprende-se a pensar de forma lógica.	
A Química prejudica o progresso do mundo moderno.	
O mau uso da Química pelo Homem prejudica o ambiente.	

- e) Ordena as letras para formares palavras correctas sobre os sectores da actividade humana que estão ligados à Química.

ASEDÚ: _____

ENATAÇIMÃLO: _____

GRACITULURA: _____

EMATRIGALU: _____

4.

- a) Completa o quadro abaixo com o significado de cada um dos símbolos de perigo representados.

SIGNIFICADO	
	
	
	
	

- b) Classifica cada uma das frases no quadro abaixo de verdadeira (V) ou falsa (F).

FRASE	CLASSIFICAÇÃO
No laboratório pode-se beber sempre que tivermos sede.	
Não se devem colocar reagentes para além de um terço do volume dos tubos de ensaio.	
O uso de óculos no laboratório só é aconselhável para quem sofre de problemas de visão.	
Os reagentes e as substâncias químicas devem estar devidamente identificados no laboratório de Química.	



2

SUBSTÂNCIAS E MISTURAS

1. MATÉRIA

- 1.1. Conceito de matéria
- 1.2. Propriedades gerais da matéria
- 1.3. Estados de agregação da matéria
- 1.4. Mudanças de estado de agregação da matéria

2. CLASSIFICAÇÃO DA MATÉRIA: AS SUBSTÂNCIAS E AS MISTURAS

- 2.1. Substâncias
- 2.2. Algumas propriedades específicas das substâncias
- 2.3. Classificação das substâncias
- 2.4. Misturas

3. MÉTODOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS

- 3.1. Métodos de separação de misturas homogêneas
- 3.2. Métodos de separação de misturas heterogêneas

2

SUBSTÂNCIAS E MISTURAS

Vou aprender

- O que é a matéria: conceito, propriedades gerais, classificação, estados de agregação e mudanças de estado
- O que são substâncias: conceito, propriedades específicas e classificação
- O que são misturas: conceito e classificação; métodos de separação de misturas
- A importância e a aplicação dos métodos de separação de misturas

1. Matéria

1.1. Conceito de matéria

Desde a Antiguidade que o Homem sempre se interrogou sobre a natureza da matéria. Já no século V a. C. (antes de Cristo ou antes da nossa era) os filósofos gregos Leucipo de Mileto (450 anos a. C.) e o seu discípulo Demócrito de Abdera (400 anos a. C.) apresentaram postulados nos quais defendiam que, dividindo a matéria em pedaços cada vez menores, chegar-se-ia a um ponto onde minúsculas partículas seriam invisíveis a olho nu e indivisíveis. Graças a essa intuição, surgiu o termo *átomo* que significa em grego «sem partes».



Fig. 1 – Leucipo de Mileto.



Fig. 2 – Demócrito de Abdera.

O que é a matéria? Como é formada?

Essas são algumas das perguntas que iremos procurar responder nesta unidade.

Observa com atenção a tua sala de aula e anota tudo quanto os teus órgãos dos sentidos conseguem perceber: o teu material escolar, o mobiliário da sala, o cheiro das flores ou do jardim que vem do exterior, os sons, o ar que respiramos, as cores, a luz, o calor, ...

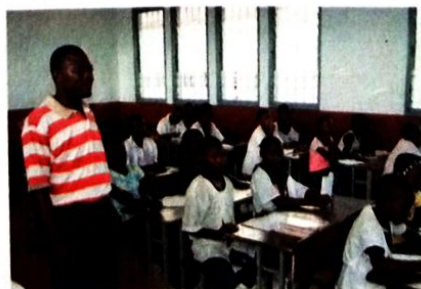


Fig. 3 – Sala de aula.



Fig. 4 – Recreio da escola.

Por exemplo, o ar pode preencher uma câmara-de-ar ou encher um balão. Como podes notar, existem alguns materiais que ocupam espaço, como o mobiliário da sala, os livros, o ar, etc. Isto significa que essas «coisas físicas» têm uma certa quantidade de matéria (massa).

Por outro lado, os teus órgãos dos sentidos conseguem perceber outras sensações que não ocupam espaço, como o cheiro, os sons, as cores e o calor. Portanto, não são matéria.

A matéria é tudo o que tem massa e ocupa um lugar no espaço.

Com o desenvolvimento da ciência, sabe-se que a matéria é formada por minúsculas partículas em movimento, invisíveis a olho nu. As partículas podem ser **átomos**, **moléculas** (grupos de átomos ligados) ou **iões** (átomos ou moléculas com cargas eléctricas). Estas partículas representam unidades estruturais da matéria. Entre as partículas (unidades estruturais) que formam a matéria existem espaços vazios.

A matéria é constituída por partículas, como átomos, moléculas ou iões, e entre essas partículas existem espaços vazios.

1.2. Propriedades gerais da matéria

A matéria é caracterizada por um conjunto de características comuns a toda e qualquer porção dela e que se denominam **propriedades gerais**. Por outras palavras, as propriedades gerais estão presentes em todos os tipos de matéria ou parte dela.

As propriedades gerais são características comuns a toda e qualquer porção da matéria.

São propriedades gerais da matéria: a inércia, a massa, o volume, a descontinuidade, a impenetrabilidade, a compressibilidade, a elasticidade, a divisibilidade, a indestrutibilidade, etc.

Por exemplo, quando nos referimos que entre as partículas que formam a matéria existem espaços vazios, fizemos alusão à **descontinuidade** da matéria.

Outro exemplo: quando um veículo em marcha trava bruscamente os corpos dos seus ocupantes são instantaneamente projectados para a frente. A projecção dos corpos na direcção do movimento do veículo deve-se à tendência deste para permanecer em movimento. A **inércia** é uma propriedade que a matéria tem em conservar o seu estado de movimento ou de repouso. Quanto maior for a massa de um corpo, maior é a inércia e mais difícil é alterar o seu movimento.



Fig. 5 – Travagem brusca de um automóvel.

A **massa** é uma propriedade relacionada com a quantidade de matéria e é medida geralmente em quilogramas. A massa e o peso são duas grandezas diferentes. A massa de um corpo não varia. O peso é influenciado pela gravidade (força de atracção em direcção ao centro da Terra), isto é, quanto mais um corpo estiver afastado da Terra, menor será o seu peso, mas a sua massa não sofre qualquer alteração, porque esta não depende da força da gravidade.

O **volume** indica o espaço ocupado por um corpo, por isso mede a extensão de um corpo. Toda a matéria ocupa um lugar no espaço. Portanto, toda a matéria tem uma extensão. A matéria geralmente expande quando é aquecida e contrai quando é arrefecida.

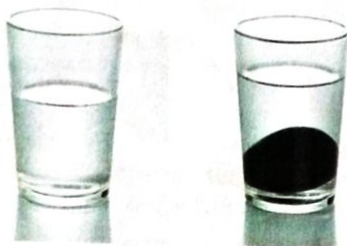


Fig. 6 – Impenetrabilidade.

A **impenetrabilidade** significa que duas porções de matéria não podem ocupar o mesmo lugar ao mesmo tempo. Se colocares uma pedra num copo com água o nível da água sobe (Fig. 6). Isto significa que duas porções de matéria (água e pedra) não podem ocupar o mesmo lugar no espaço (interior do copo) ao mesmo tempo.

A **compressibilidade** é a propriedade que a matéria tem de diminuir de volume quando sofre a acção de uma força. Por exemplo, quando se exerce uma força sobre o êmbolo de uma seringa o ar dentro dela comprime-se (Fig. 7).



Fig. 7 – Compressibilidade.

A **elasticidade** é uma propriedade que permite que a matéria recupere o volume e a forma iniciais quando cessa a compressão. No exemplo anterior, basta soltar o êmbolo da seringa para que o ar volte ao volume e à forma iniciais.

A **divisibilidade** significa que a matéria pode ser subdividida em partes cada vez menores. Por exemplo, um pedaço de giz pode ser subdividido até ser reduzido a pó, o ferro a limalhas, a madeira a serradura, a pedra a areia (Fig. 8), etc.



Fig. 8 – Divisibilidade.



Fig. 9 – Indestrutibilidade.

A **indestrutibilidade** comprova que a matéria não pode ser criada nem destruída, apenas se transforma. Isto é, a matéria é indestrutível, apenas pode ser transformada ou rearranjada para outras formas. Por exemplo, quando queimamos um palito de fósforo (Fig. 9), este apenas se transforma em carvão e dióxido de carbono.

1.3. Estados de agregação da matéria

Entre as partículas que constituem a matéria desenvolvem-se duas forças: a força de **coesão** (força que tende a aproximá-las entre si) e a força de **repulsão** (força que tende a afastá-las umas das outras). De acordo com o grau de interacção (atração) das suas partículas, a matéria existe em três **estados principais físicos** ou de agregação, nomeadamente, o estado sólido, o estado líquido e o estado gasoso.

No estado sólido a força de coesão é muito forte. Por isso, o movimento das partículas é pequeno, elas apenas vibram. No estado sólido, as partículas da matéria encontram-se fortemente ligadas e constituem um corpo, com **forma e volume definidos**. A matéria em estado sólido pode apresentar-se compacta, em pedaços ou em pó.

Uma porção delimitada (sólida) de matéria é designada por **corpo**. Quando um corpo é usado como utensílio ou ferramenta pelo Homem recebe o nome de **objecto**. São alguns exemplos de objectos a faca, o prato, o caderno, o lápis, etc.



Fig. 10 – A água não é um corpo mas as árvores são.

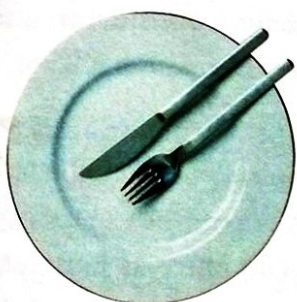


Fig. 11 – Exemplos de objectos.

No estado líquido as partículas elementares da matéria estão unidas mais fracamente e têm menor força de coesão do que no estado sólido; a matéria tem forma variável e possui, apenas, volume definido.

No estado gasoso a matéria tem forma e volume variáveis, as partículas elementares da matéria movem-se livremente e com grande velocidade. A força de coesão é mínima e a de repulsão é muito elevada.

Para melhorar a sua qualidade de vida, o Homem utiliza uma diversidade de materiais cada vez maior. Os materiais utilizados na indústria ou de forma artesanal, para produzir outros, são designados por **matérias-primas**.

Os materiais encontrados «em bruto» na Natureza, como, por exemplo, o carvão, o petróleo, os minerais, a água, o ar, as rochas, a madeira, a lã ou o algodão, são designados por **materiais naturais**.



Fig. 12 – O carvão é um material natural.

Actividades

Considera os seguintes materiais, à temperatura ambiente:

- A - Rocha
- B - Gasolina
- C - Tecido
- D - Azoto atmosférico
- E - Petróleo bruto
- F - Papel
- G - Vidro

Classifica cada um deles em naturais ou sintéticos e indica o seu estado de agregação (sólido, líquido ou gasoso).

Aqueles materiais que resultam de outros através de processos de transformações físicas e/ou químicas, por acção do Homem, são denominados **materiais sintéticos, artificiais ou processados**. São exemplos de materiais processados o pão, o cimento, o aço e outras ligas metálicas, os materiais cerâmicos, etc.



Fig. 13 – A cerâmica é um exemplo de um material sintético.

1.4. Mudanças de estado de agregação da matéria

A matéria pode transitar de um estado de agregação para outro, em função de variações (aumento ou diminuição) das condições do meio em que se encontra. São condições do meio a considerar: a temperatura e a pressão.

O aumento ou a diminuição da temperatura fazem variar os espaços entre as partículas que constituem a matéria. Isto significa, por exemplo, que o aumento da temperatura incrementa os espaços entre as partículas. Assiste-se a uma menor interacção entre as partículas e o seu movimento tende para caótico, fazendo com que a matéria transite do estado sólido para o líquido e deste para o gasoso.

Por outro lado, a diminuição da temperatura (e/ou o aumento da pressão) encurta os espaços entre as partículas, a sua atracção é cada vez maior e faz transitar os estados de agregação da matéria na direcção de gás para sólido.

Durante a passagem de um estado de agregação para outro observam-se as seguintes **mudanças de estado de agregação**:

- **Fusão** é a passagem do estado sólido ao estado líquido. Quando se fornece calor a um sólido (corpo), as suas partículas vibram com mais intensidade. A uma determinada temperatura algumas partículas do sólido chegam a vencer a força de coesão e passam ao estado líquido. A este processo chama-se **fusão**. Durante a fusão da matéria existe um valor de temperatura de equilíbrio entre os estados sólido e líquido. A essa temperatura chama-se **ponto ou temperatura de fusão (p.f.)**. A uma determinada pressão, cada matéria tem a sua temperatura de fusão característica.



Fig. 14 – Na indústria metalúrgica os metais passam do estado sólido ao estado líquido (fusão) para poderem ser moldados e depois regressam ao estado sólido (solidificação).

- **Solidificação** é o inverso da fusão: é a passagem do estado líquido ao estado sólido. Quando se arrefece um corpo, as suas moléculas vibram menos e a uma dada temperatura e pressão o líquido transforma-se em sólido porque a força de coesão aumenta e a agitação das partículas diminui. A temperatura de equilíbrio, **ponto de solidificação**, é igual à temperatura do ponto de fusão da matéria.

O ponto de fusão (p.f.) é a temperatura de passagem do estado sólido ao estado líquido, isto é, de separação entre os processos de fusão e de solidificação.

- **Vaporização** é a passagem do estado líquido ao estado gasoso. Pode ocorrer por **evaporação** (passagem natural, lenta e espontânea, estimulada pela temperatura e/ou ventilação), por **ebulição** (passagem muito energética, com grande agitação das partículas e formação de bolhas) ou por **calefacção** (passagem brusca). Ao valor da temperatura de equilíbrio de transição do estado líquido para o estado gasoso denomina-se **ponto de ebulição** (p.e.).
- **Condensação**, também chamada **liquefacção**, é o inverso da vaporização, ou seja, é a passagem do estado gasoso ao estado líquido. O valor da temperatura de equilíbrio, **ponto de condensação**, é igual à temperatura do ponto de ebulição da matéria.

O ponto de ebulição (p.e.) é a temperatura de passagem do estado líquido ao estado gasoso, isto é, de separação entre os processos de vaporização e de condensação.

- **Sublimação** é a passagem directa do estado sólido ao estado gasoso ou vice-versa. Quando se fala em sublimação refere-se, normalmente, à chamada **sublimação directa**, ou seja, a passagem directa do estado sólido ao estado gasoso. A cânfora, por exemplo, usada como pesticida, diminui o seu tamanho por sublimação ao fim de poucos dias.

O processo inverso, a passagem directa do estado gasoso ao estado sólido, designa-se por **sublimação inversa**. São raros os fenómenos deste tipo.

O esquema de mudanças de estados de agregação da matéria pode ser apresentado da seguinte maneira:



¹ Além de vaporização, também se pode dizer evaporação, ebulição ou calefacção, conforme o caso.

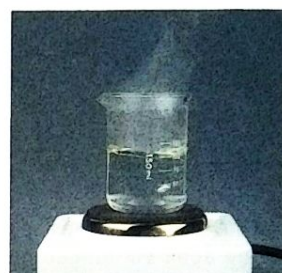


Fig. 15 - Vaporização da água: passagem da água no estado líquido a água no estado gasoso; neste caso, está representada a ebulição.

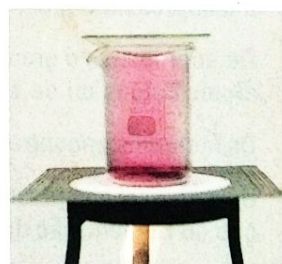


Fig. 16 - Sublimação do iodo.

Actividades

O ponto de fusão do alumínio é 660 °C e o seu ponto de ebulição é 2470 °C.

Indica o significado destes valores.

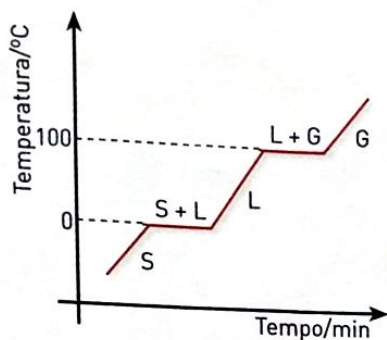


Fig. 17 – Gráfico das mudanças de estado de agregação da água em função do aumento da temperatura, onde S, L e G correspondem aos estados sólido, líquido e gasoso, respectivamente.

A temperatura pode ser medida em diferentes escalas, mas são três as escalas mais utilizadas, cujas unidades são: o kelvin (K), o grau Celsius (°C) e o grau Fahrenheit (°F). A unidade do Sistema Internacional (SI) de temperatura é o kelvin, que é a medida da temperatura absoluta (T), cujo zero absoluto é - 273,15 °C.

Exemplos de pontos de fusão e de ebulição de algumas substâncias, em graus Celsius (°C) e em kelvins (K):

$\theta / ^\circ\text{C}$		T / K
1064,00	ponto de fusão do ouro	1337,15
100,00	ponto de ebulição da água	373,15
0,00	ponto de fusão da água	273,15
- 196,00	ponto de ebulição do dióxido de azoto	77,15
- 268,95	ponto de ebulição do hélio	4,20

A partir destes exemplos pode verificar-se que os pontos extremos da água são 0 °C e 100 °C, que correspondem aos seus pontos de fusão e de ebulição, respectivamente. Estas transformações também podem ser representadas graficamente (Fig. 17).

RESUMO

A **matéria** é tudo o que tem massa e ocupa um lugar no espaço. É constituída por partículas, como átomos, moléculas ou iões, e entre essas partículas existem espaços vazios.

As **propriedades gerais** são características comuns a toda e qualquer porção da matéria.

São propriedades gerais da matéria a **inércia**, a **massa**, o **volume**, a **descontinuidade**, a **impenetrabilidade**, a **compressibilidade**, a **elasticidade**, a **divisibilidade**, etc.

De acordo com o grau de interação (atração) das suas partículas a matéria existe em três **estados principais físicos** ou de **agregação**: o estado **sólido**, o estado **líquido** e o estado **gasoso**.

Os materiais encontrados "em bruto" na Natureza são designados por **materiais naturais**.

Os materiais que resultam de outros através de processos de transformações físicas e/ou químicas, por acção do Homem, são denominados **materiais sintéticos**, **artificiais** ou **processados**.

Durante a passagem de um estado de agregação para outro observam-se as **mudanças de estado de agregação**:

- **Fusão** é a passagem do estado sólido ao estado líquido.
- **Solidificação** é a passagem do estado líquido ao estado sólido.
- **Vaporização** é a passagem do estado líquido ao estado gasoso.
- **Condensação** é a passagem do estado gasoso ao estado líquido.
- **Sublimação** é a passagem directa do estado sólido ao estado gasoso ou vice-versa.

O **ponto de fusão (p.f.)** é a temperatura de passagem do estado sólido ao estado líquido, isto é, de separação entre os processos de fusão e de solidificação.

O **ponto de ebulição (p.e.)** é a temperatura de passagem do estado líquido ao estado gasoso, isto é, de separação entre os processos de vaporização e de condensação.

2. Classificação da matéria: as substâncias e as misturas

A matéria pode ser classificada quanto à sua composição em substâncias ou misturas.

2.1. Substâncias

A Natureza é constituída por uma grande diversidade de matéria que ocorre sob várias formas. Uma porção de matéria, constituída somente por um único tipo de partículas (como unidades estruturais), recebe o nome de **substância pura** ou simplesmente **substância**.

Uma substância é constituída, somente, por partículas da mesma espécie.

São exemplos de substâncias o azoto, a água pura e o dióxido de carbono.

2.2. Algumas propriedades específicas das substâncias

Se assumirmos que existem substâncias diferentes aceitamos que cada substância possui um conjunto de propriedades que a caracterizam, as **propriedades específicas**. O álcool etílico (o álcool comum ou de uso hospitalar), por exemplo, tem um conjunto de propriedades que lhe são características. Essas características tornam o álcool diferente da água e de outros materiais.

Uma substância difere das outras nas suas propriedades específicas.

São propriedades específicas das substâncias a densidade, a dureza, os pontos de fusão e de ebulição, o estado de agregação, a cor, o cheiro, o sabor, etc.

As propriedades específicas podem, ainda, ser agrupadas em **organolépticas** (cor, brilho, sabor e cheiro), **físicas** e **químicas**. Entre as propriedades físicas encontram-se a densidade, a dureza, o ponto de fusão, o ponto de ebulição, o estado de agregação, etc. Um exemplo de uma propriedade química é a combustibilidade, ou seja, a capacidade que uma substância tem de «arder».

A **densidade**, também conhecida como **massa volúmica**, corresponde à massa contida por unidade de volume, ou seja, a proporção existente entre a massa de uma substância e o volume que esta ocupa. Desta forma pode dizer-se que a massa volúmica mede o grau de concentração de massa em determinado volume de substância. Nos trabalhos laboratoriais, são usados equipamentos de medição da densidade chamados **densímetros** e **picnómetros**.

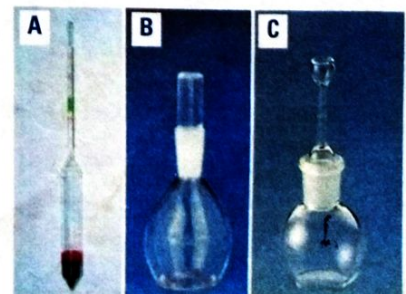


Fig. 18 – (A) Densímetro; (B) Picnómetro de líquidos; (C) Picnómetro de sólidos.

Atividades

Uma barra de ouro tem de volume 240 cm^3 e de massa 4632 g . Determina a densidade do ouro.

A densidade representa-se pela letra grega «ró», ρ , e é determinada pelo quociente entre a massa de substância, m , e o seu volume, V :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Se a massa é medida em gramas (g) e o volume em centímetros cúbicos (cm^3) ou mililitros (mL), a densidade obtida exprime-se em gramas por centímetro cúbico, g/cm^3 , ou gramas por mililitro, g/mL .

Por exemplo, a densidade de uma substância que tenha massa de 40 g e que ocupe um volume de 160 cm^3 é de $40 \text{ g} / 160 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ g/cm}^3$.

Como já referimos, a matéria é descontínua. Isso quer dizer que existem espaços (poros) entre as partículas que formam qualquer tipo de matéria. Esses espaços podem ser maiores ou menores, tornando a matéria mais ou menos densa. Por exemplo, a cortiça (Fig. 19) apresenta poros maiores do que os poros da pedra (Fig. 20) e estes, por sua vez, maiores do que os do ferro (Fig. 21), logo, para igual volume destas substâncias, a densidade da cortiça é menor que a densidade da pedra e esta é menor que a do ferro.



Fig. 19 – Cortiça.



Fig. 20 – Pedra.



Fig. 21 – Ferro.

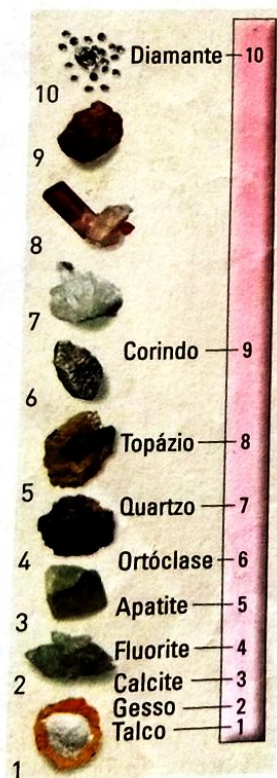





Fig. 22 – Escala de Mohs.

A **dureza** é a resistência que a superfície de um material oferece ao risco. Um material é considerado mais duro que o outro quando consegue riscar esse outro deixando um sulco. Para determinar a dureza dos materiais, por exemplo, usa-se uma escala, a popular escala de Mohs, de 1 a 10 (Fig. 22). O valor 1 corresponde ao mineral menos duro que se conhece, o talco. O valor 10 equivale à dureza do diamante, o mineral mais duro que se conhece.

Também são propriedades específicas de uma determinada substância o **ponto de fusão** e o **ponto de ebulição** – temperatura de passagem do estado sólido ao estado líquido e temperatura de passagem do estado líquido ao estado gasoso, respectivamente; através destes é possível saber qual o estado de agregação da substância a uma dada temperatura.

Outras propriedades específicas das substâncias são a sua cor, o seu cheiro, o seu sabor, o seu brilho, entre outras.

A tabela seguinte apresenta algumas destas propriedades específicas para três substâncias: a água, o enxofre e o cobre.

SUBSTÂNCIA	ESTADO DE AGREGAÇÃO (à temperatura ambiente)	p.f. / °C	p.e. / °C	COR	CHEIRO	BRILHO
Água 	Líquido	0	100	Incolor	Inodora	Não tem
Enxofre 	Sólido	115	444	Amarelo	Apresenta cheiro	Não tem
Cobre 	Sólido	1084	2570	Avermelhado	Não tem	Tem brilho metálico

2.3. Classificação das substâncias

Para a classificação, é importante lembrar que as partículas constituintes da matéria podem ser **átomos**, **moléculas** (grupos de átomos ligados) ou **iões** (átomos ou moléculas com cargas eléctricas). Vejamos, então, como se classificam as substâncias.

Substâncias simples: são aquelas que apresentam apenas uma espécie de átomos que podem estar agrupados ou isolados.

Exemplos: oxigénio (O_2), ozono (O_3), azoto (N_2), hidrogénio (H_2), hélio (He), ferro (Fe), etc.

Substâncias compostas, ou simplesmente **compostos:** são constituídas por duas ou mais espécies de átomos diferentes, que intervêm em proporções fixas.

Exemplos: metano (CH_4), dióxido de carbono (CO_2), amoníaco (NH_3), água (H_2O), ácido clorídrico (HCl), ácido cianídrico (HCN), etc.

Quando duas ou mais substâncias estão em contacto formam uma mistura de substâncias.

2.4. Misturas

A maior parte da matéria que nos rodeia é constituída por misturas de substâncias. Por exemplo, o ar que respiramos, o refresco, o chá ou o café que bebemos... são misturas de substâncias.

Quando duas ou mais substâncias diferentes se juntam constituem uma **mistura**. Cada um dos constituintes da mistura chama-se **componente** dessa mistura e é uma substância pura, ou seja, não se pode retirar dela outra substância.

Actividades

Considera os dados da seguinte tabela referentes a quatro substâncias: azoto, chumbo, hidrogénio e oxigénio.

Substância	Ponto de fusão (p.f./°C)	Ponto de ebulição (p.e./°C)
Azoto	-210	-196
Chumbo	327	1740
Hidrogénio	-259	-253
Oxigénio	-218	-183

De acordo com os dados da tabela indica o estado de agregação de cada uma das substâncias à temperatura de:

a) 20 °C; b) 100 °C; c) -300 °C.



Fig. 23 – O ferro é uma substância simples formada por uma única espécie de átomos isolados.



Fig. 24 – A água é uma substância composta.



Fig. 25 – A água do mar é um exemplo de uma mistura homogênea.

Os componentes intervêm em proporções variáveis nas misturas e cada componente conserva as suas propriedades.

As misturas são classificadas em homogêneas e heterogêneas.

Misturas homogêneas: são as misturas cujos componentes se distribuem uniformemente, ou seja, não é possível distinguir os seus componentes.

Exemplos: o ar atmosférico é uma mistura homogênea de vários gases, principalmente o azoto (78%) e o oxigênio (21%); a mistura homogênea de iodo com álcool etílico dá origem à tintura de iodo, que é usada nos hospitais para o tratamento de feridas; a água do mar que forma os oceanos (Fig. 25) tem uma composição complexa de sais minerais, sendo o mais abundante o cloreto de sódio; etc.

Além das misturas homogêneas líquidas e gasosas, as ligas metálicas são exemplos de misturas homogêneas sólidas.

Exemplos de ligas metálicas:

- **Aço comum:** mistura homogênea de ferro e carbono.
- **Aço inoxidável:** mistura homogênea de ferro, carbono, cromo e níquel.
- **Amálgama dental:** mistura homogênea de mercúrio, prata e estanho.
- **Bronze:** mistura homogênea de cobre e estanho.
- **Latão:** mistura homogênea de cobre e zinco.
- **Ouro para jóias:** mistura homogênea de ouro, prata e/ou cobre, etc.

As misturas homogêneas também se podem denominar **soluções**. Uma solução é formada pelos seguintes componentes: o **solvente** (substância que dissolve o soluto) e o **soluto** (substância que é dissolvida no solvente).

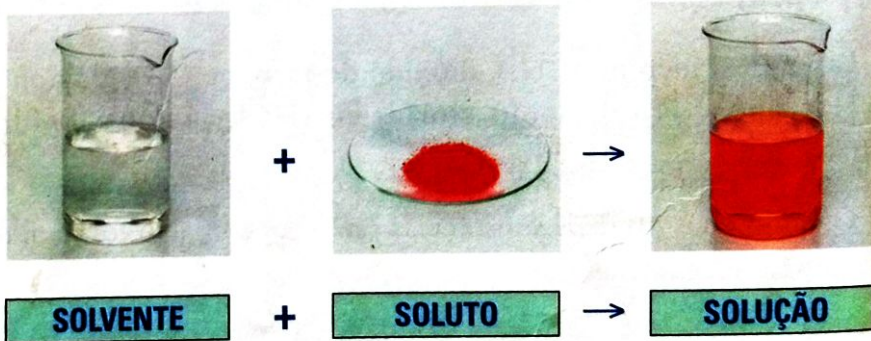
Actividades

Considera três soluções, A, B e C. Indica para cada uma o nome do soluto e do solvente.

A – Solução alcoólica de nitrato de sódio.

B – Solução aquosa de cloreto de sódio.

C – Refresco de limão.



Um exemplo de uma solução é a água açucarada, em que a água é o solvente e o açúcar é o soluto. As soluções cujo solvente é a água designam-se por **soluções aquosas**.

Por outro lado, se observarmos, com atenção, uma amostra de granito (Fig. 26) é fácil notar a olho nu que o granito é constituído por três substâncias diferentes, em contacto, umas mais claras e outras mais escuras. Essas substâncias são o quartzo, os feldspatos e as micas. A pedra de granito representa um exemplo de uma **mistura heterogênea**.



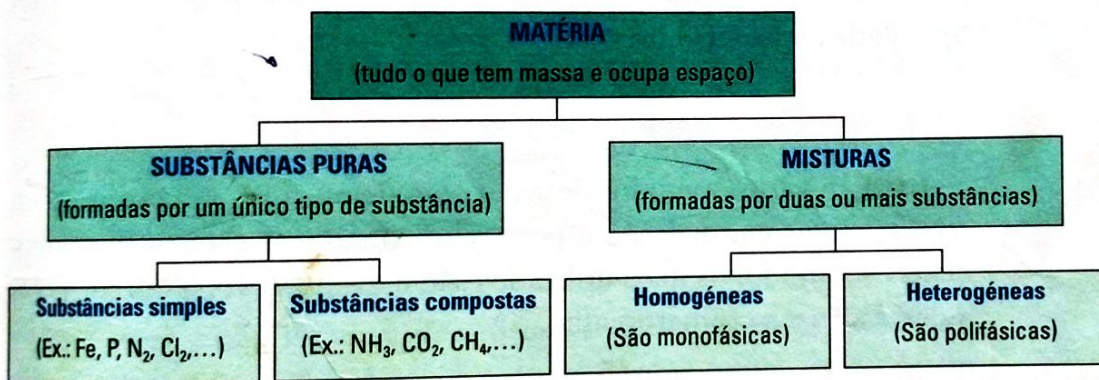
Fig. 26 – O granito é uma mistura heterogênea.

Misturas heterogêneas: são misturas cujos componentes são possíveis de distinguir. O aspecto visual de uma mistura não se limita apenas à percepção a olho nu, por vezes requer a utilização de meios ópticos como lupas e microscópios.

Se observarmos o leite, por exemplo, com a ajuda de um microscópio, percebemos a existência de gotículas de gordura de aspecto amarelado no líquido branco. Sendo assim, o leite é considerado uma mistura heterogênea, porque apresenta duas fases.

Com base nos exemplos anteriormente referidos, as misturas podem ser sólidas, líquidas ou gasosas e, ainda, homogêneas e heterogêneas. A água salgada, por exemplo, representa uma mistura homogênea, porque as partículas da água e as do sal ficam uniformemente distribuídas e, portanto, formam a mesma fase. O granito, constituído por três substâncias diferentes visíveis à vista desarmada, é um exemplo de uma mistura polifásica, portanto, heterogênea.

A seguir apresentamos um modelo esquemático da classificação da matéria em substâncias puras e misturas:



Atividades

Classifica de mistura (homogênea ou heterogênea) ou de substância (simples ou composta) cada uma das seguintes matérias:

- Areia da praia;
- Aço;
- Oxigênio (O₂);
- Água com gás;
- Cloreto de sódio (NaCl);
- Ferro (Fe);
- Água pura (H₂O).

RESUMO

A matéria pode ser classificada quanto à sua composição em substâncias ou misturas.

Uma **substância** é constituída, somente, por partículas da mesma espécie.

Uma substância difere das outras nas suas **propriedades específicas**.

São propriedades específicas das substâncias a **densidade**, a **dureza**, os **pontos de fusão e de ebulição**, o **estado de agregação**, a **cor**, o **cheiro**, o **sabor**, etc.

A **densidade**, também conhecida como **massa volúmica**, corresponde à massa contida por unidade de volume, ou seja, a proporção existente entre a massa de uma substância e o volume que esta ocupa.

As substâncias classificam-se em:

- **substâncias simples** – são aquelas que apresentam apenas uma espécie de átomos que podem estar agrupados ou isolados;

- **substâncias compostas**, ou simplesmente **compostos** – são constituídas por duas ou mais espécies de átomos diferentes, que intervêm em proporções fixas.

Quando duas ou mais substâncias estão em contacto formam uma **mistura de substâncias**.

As misturas são classificadas em:

- **misturas homogêneas** – são as misturas cujos componentes se distribuem uniformemente, ou seja, não é possível distinguir os seus componentes;

- **misturas heterogêneas** – são misturas cujos componentes são possíveis de distinguir.

As misturas homogêneas também se podem denominar **soluções**. Uma **solução** é formada pelos seguintes componentes: o **solvente** (substância que dissolve o soluto) e o **soluto** (substância que é dissolvida no solvente).

3. Métodos de separação de misturas

Por vezes, torna-se útil separar os diferentes componentes de uma mistura. No nosso dia-a-dia deparamo-nos frequentemente com este facto, como, por exemplo, na:

- evaporação da água dos rios e dos lagos;
- obtenção do sal de cozinha a partir da água do mar;
- preparação da aguardente;
- obtenção de água própria para consumo humano;
- separação dos diferentes constituintes do petróleo;
- indústria mineira;
- etc.

Para que possamos, então, separar os componentes de uma mistura utilizam-se **métodos de separação** que envolvem processos físicos. A escolha do método mais adequado vai depender das propriedades específicas de cada uma das substâncias envolvidas na mistura.

Assim, a selecção do método adequado de separação faz-se em função do tipo de mistura e, por vezes, tomando em consideração a finalidade do próprio processo de separação.

3.1. Métodos de separação de misturas homogéneas

Existem vários métodos de separação de misturas homogéneas, ou seja, misturas em que não é possível distinguir os diferentes componentes. Contudo, os mais utilizados são a evaporação, a cristalização, a destilação e a cromatografia.

► Evaporação

Consiste na evaporação lenta do solvente de uma solução, à temperatura ambiente, permitindo a recuperação do soluto.

► Cristalização

É a recuperação de um soluto (sólido) dissolvido numa solução saturada (solução onde não é possível, àquela temperatura, dissolver mais soluto). Para tal utiliza-se o método de evaporação lenta do solvente (líquido) e no final são recuperados os cristais do sólido que constituem o soluto (Fig. 27).

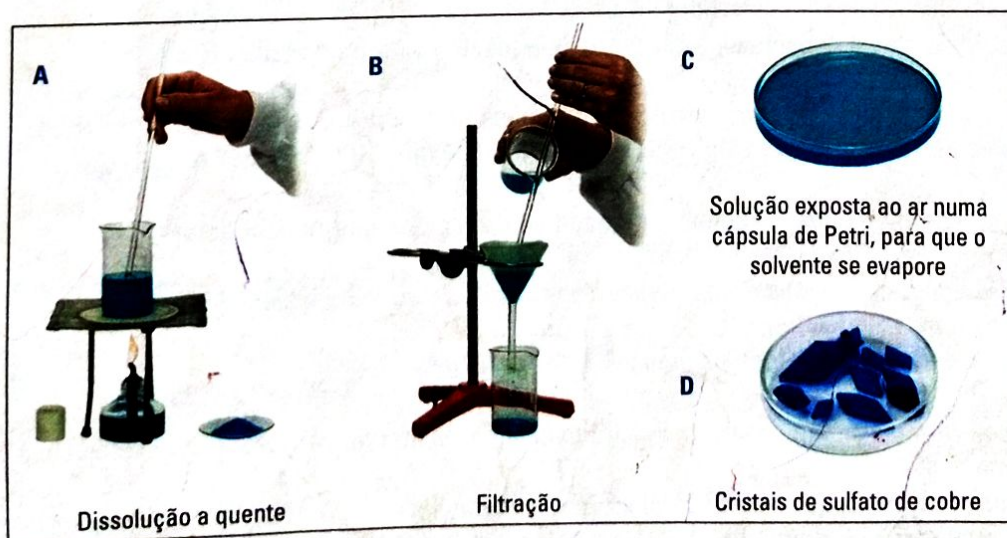


Fig. 27 – Cristalização.

► Destilação

Este método permite recuperar um solvente de uma solução através da ebulição seguida da condensação dos vapores desse solvente. A técnica mais elementar deste método é a **destilação simples** que consiste nos seguintes passos (Fig. 28):

- 1.º A mistura é aquecida num balão de destilação e entra em ebulição (vaporização).
- 2.º Os vapores atravessam o condensador de Liebig.
- 3.º No condensador os vapores são arrefecidos, passando ao estado líquido (condensação).
- 4.º O solvente, designado por destilado, é recolhido num copo.

Quando se trata da separação de dois líquidos é necessário que os seus pontos de ebulição sejam o suficientemente afastados para não existir o risco de contaminar o destilado.

Na indústria química, a destilação é usada, por exemplo, na preparação de aguardente e na separação dos diferentes constituintes do petróleo bruto; é também usada na obtenção do sal da cozinha a partir da água do mar.

► Cromatografia

A cromatografia permite identificar os diferentes solutos dissolvidos numa solução. Tal facto só é possível porque os solutos ao serem arrastados ao longo de um papel próprio (fase estacionária) fazem-no a velocidades diferentes. O papel é embebido num solvente (fase móvel) que irá arrastar os solutos da mistura. Este método não permite a recuperação dos componentes da mistura, apenas permite a sua identificação (Fig. 29). Ao papel com as manchas que permitem identificar os constituintes da mistura dá-se o nome de cromatograma.

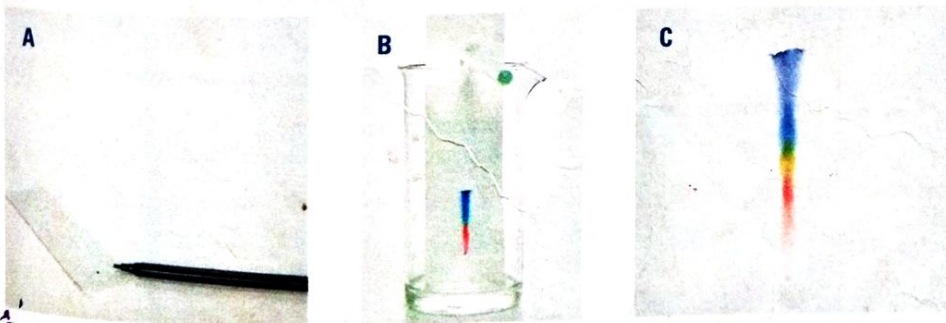


Fig. 28 – Destilação simples.

Fig. 29 – Cromatografia: (A) Marca-se numa tira de papel próprio, a cerca de 2 cm da base, uma mancha de tinta de pequeníssimas dimensões; (B) Coloca-se a tira de papel no solvente adequado; (C) Obtém-se um cromatograma constituído por manchas de cores diferentes. Cada mancha permite identificar os diferentes pigmentos.

3.2. Métodos de separação de misturas heterogêneas

Os principais métodos de separação de misturas heterogêneas, ou seja, misturas em que é possível distinguir os seus componentes, são: a catação ou triagem, a peneiração ou tamisação, a decantação, a filtração e a separação magnética.

► Catação ou triagem

A separação dos componentes da mistura faz-se de forma manual ou com o auxílio de uma pinça. É um método utilizado para fases sólidas da mistura que apresentam fragmentos fáceis de se diferenciar e de dimensões suficientemente grandes. Exemplo: mistura de arroz com feijão.



Fig. 30 – Peneiração de farinha.

► Peneiração ou tamisação

É usada para separar componentes de uma mistura sólida de granulações diferentes (Fig. 30). Para tal, usam-se peneiras, cuja rede tem malhas diferentes, em função do tamanho dos «grãos» dos componentes a separar.

► Decantação

É usada para separar um sólido insolúvel de uma mistura entre um sólido e um líquido ou para separar uma mistura de dois líquidos imiscíveis (que não se misturam).

No primeiro caso (Fig. 31A), o sólido encontra-se depositado no fundo do copo, constituindo o sedimento. Cuidadosamente, o líquido é decantado, ou seja, é transferido para outro copo, com o auxílio de uma vareta de vidro. Um exemplo de uma mistura deste tipo é água com areia.

No segundo caso (Fig. 31B), a mistura tem de ser colocada num funil de decantação durante algum tempo para que os líquidos formem camadas distintas. Recolhe-se o líquido da camada inferior (mais denso) para um copo e, assim, separam-se os líquidos. Um exemplo de uma mistura deste tipo é água com óleo.

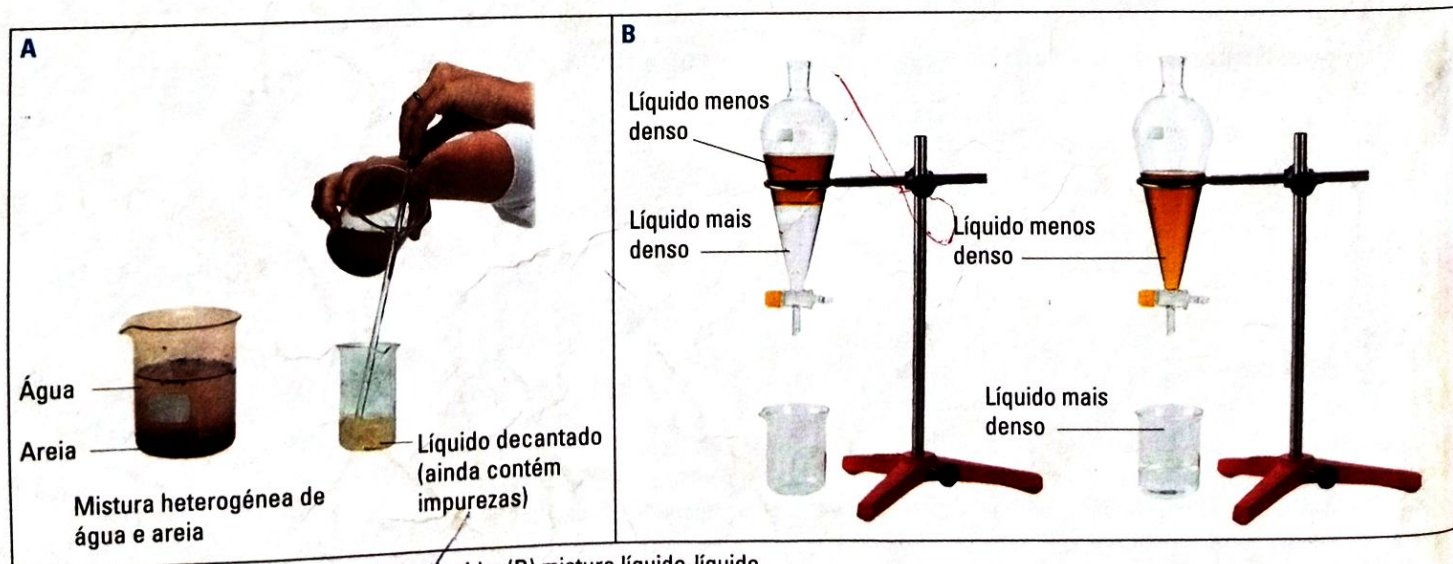


Fig. 31 – Decantação: (A) mistura sólido-líquido; (B) mistura líquido-líquido.

► Filtração

Serve para separar partículas sólidas insolúveis em suspensão num líquido. Utiliza-se um filtro capaz de permitir a passagem da fase líquida e que permita reter essas partículas sólidas (Fig. 32). Exemplo: coagem do café. Pode-se usar outros instrumentos especializados que aceleram o processo, bem como formas de filtração através de sucção.

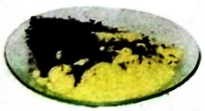


Fig. 32 – Filtração.

► Separação magnética

É usada para separar um sólido com propriedades magnéticas (por exemplo, o ferro ou o aço) de uma mistura sólida. Assim, com recurso a um íman, atraem-se as partículas do material magnético de uma mistura com outros materiais não magnéticos. Por exemplo, a mistura de enxofre com limalhas de ferro (Fig. 33).

Mistura heterogênea de enxofre cristalizado e limalha de ferro.



Enxofre cristalizado separado da limalha de ferro.

Fig. 33 – Separação magnética de uma mistura de enxofre com limalha de ferro.

Atividades

Considera as seguintes misturas:

- A – Pregos de ferro e areia
- B – Tinta azul de marcador
- C – Água e terra
- D – Vinho
- E – Enxofre em suspensão na água
- F – Farinha com feijão
- G – Água com sal de cozinha

Indica para cada mistura o método de separação mais adequado para separar os seus componentes.

RESUMO

Para poder separar os componentes de uma mistura utilizam-se métodos de separação que envolvem processos físicos.

Os métodos de separação para misturas homogêneas são a evaporação, a cristalização, a destilação e a cromatografia.

Os métodos de separação de misturas heterogêneas são a catação ou triagem, a peneiração ou tamisação, a decantação, a filtração e a separação magnética.

Agora vou experimentar

▶ EXPERIÊNCIA 1

MÉTODOS DE SEPARAÇÃO DOS COMPONENTES DE UMA MISTURA HETEROGÊNEA

1.ª Parte – Separação magnética

MATERIAL:

- Limalha de ferro
- Enxofre em pó
- Vidro de relógio
- Íman

PROCEDIMENTO:

1. Fazer uma mistura de limalha de ferro com enxofre em pó num vidro de relógio (Fig. 1).
2. Aproximar a mistura de um íman (Fig. 2).
3. Registrar as observações efectuadas.



Fig. 1

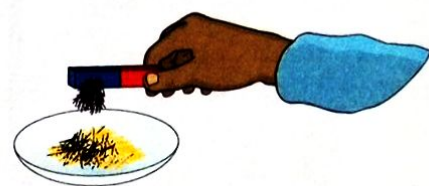


Fig. 2

2.ª Parte – Decantação

MATERIAL:

- 2 copos de vidro
- Vareta de vidro
- Garrafa de esguicho com água
- Terra

PROCEDIMENTO:

1. Misturar a terra com a água num dos copos de vidro.
2. Deixar a mistura em repouso durante algum tempo.
3. Escoar, através da vareta de vidro, a parte líquida para outro copo de vidro (Fig. 3).
4. Registrar as observações efectuadas.



Fig. 3

3.ª Parte – Filtração

MATERIAL:

- Suporte com garra
- Vareta de vidro
- Mistura com água e terra em suspensão ou água barrenta
- Funil de vidro com filtro
- Copo de vidro

PROCEDIMENTO:

1. Colocar o funil de vidro com o filtro no suporte e introduzir o tubo do funil no copo de vidro.
2. Verter a mistura, com o auxílio da vareta de vidro no funil com filtro (Fig. 4).
3. Registrar as observações efectuadas.



Fig. 4

EXPERIÊNCIA 2

MÉTODOS DE SEPARAÇÃO DOS COMPONENTES DE UMA MISTURA HOMOGÊNEA

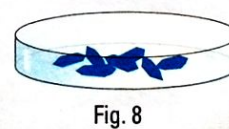
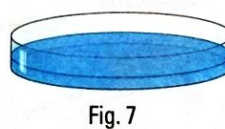
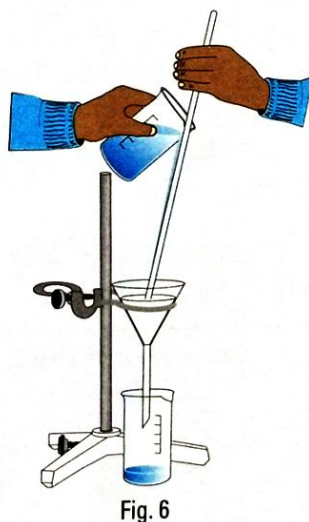
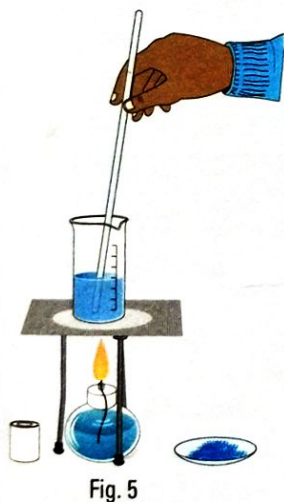
1.ª Parte – Cristalização

MATERIAL:

- 2 copos de vidro
- Tripé com rede metálica
- Lamparina de álcool
- Funil de vidro com filtro
- Vareta de vidro
- Caixa de Petri
- Sulfato de cobre(II)

PROCEDIMENTO:

1. Juntar sulfato de cobre(II) à água contida num dos copos de vidro.
2. Colocar esse copo de vidro no tripé sobre a rede metálica e aquecer com a lamparina de álcool, a solução, agitando-a com a vareta (Fig. 5).
3. Suspender o aquecimento e juntar sulfato de cobre(II) à solução até esta ficar saturada (não conseguir dissolver mais).
4. Filtrar a solução para o outro copo de vidro com um funil com filtro (Fig. 6).
5. Verter a solução para uma caixa de Petri e tapar com a tampa (Fig. 7). Deixar em repouso durante alguns dias (para acelerar a cristalização adicionar pequenos cristais à solução).
6. Registrar as observações efectuadas.



2.ª Parte – Cromatografia

MATERIAL:

- Caneta de tinta preta
- Tira de papel de cromatografia com 5 cm x 15 cm
- Copo de vidro alto
- Água destilada
- Álcool etílico
- Lápis
- Vareta de vidro

PROCEDIMENTO:

1. Marcar com o lápis uma linha na tira de papel com 2 cm de distância de uma das extremidades.
2. No meio da linha fazer um ponto com a caneta de tinta preta, de modo a ficar com uma mancha de pequenas dimensões (Fig. 9). Deixar secar e repetir a operação duas ou três vezes.
3. Colocar no copo de vidro 25 cm³ de uma mistura de álcool e água (80 partes de álcool para 20 partes de água).
4. Colocar a vareta de vidro na boca do copo e suspender nela a tira de papel. A extremidade da tira apenas mergulha 0,5 cm na mistura álcool + água (Fig. 10).
5. Deixar ascender, durante 50 minutos, a mistura álcool + água através da tira.
6. Retirar a tira de papel, marcar a posição atingida pela mistura álcool + água e deixar secar.
7. Registrar as observações efectuadas.

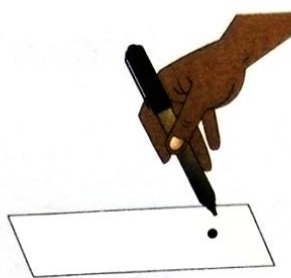


Fig. 9



Fig. 10



Fig. 11

3.ª Parte – Destilação simples

MATERIAL:

- Água
- Álcool etílico
- Tripé com rede metálica
- Lamparina de álcool
- Balão de destilação
- Condensador de Liebig
- Termómetro
- Copo de vidro
- 2 suportes com garras

PROCEDIMENTO:

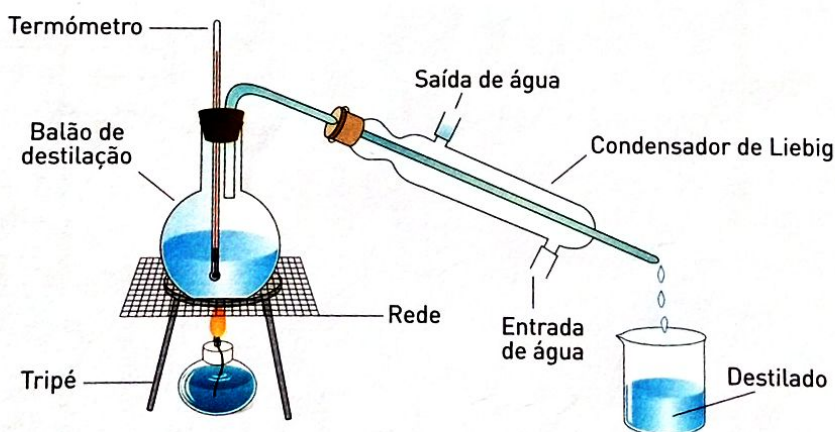


Fig. 12

1. Deitar no balão de destilação 100 cm³ de álcool etílico e 50 cm³ de água e adicionar um pequeno fragmento de porcelana (para evitar uma ebulição tumultuosa).
2. Efectuar a montagem indicada na figura 12.
3. Abrir a torneira de refrigeração e aquecer o balão lentamente até obter o destilado.
4. Retirar o aquecimento antes que o balão fique sem solução. Fechar o acesso de água ao condensador.
5. Registrar as observações efectuadas.

EXPERIÊNCIA 3

DETERMINAÇÃO DA DENSIDADE DO FERRO

MATERIAL:

- Balança
- Pregos de ferro
- Proveta
- Água

PROCEDIMENTO:



Fig. 13

1. Determinar a massa de dois pregos (iguais) e registrar o valor encontrado.
2. Determinar o volume desses mesmos pregos do seguinte modo:
 - colocar numa proveta um volume de água e fazer a respectiva leitura (V_{inicial});
 - introduzir na proveta os dois pregos e voltar a ler o volume (V_{final});
 - calcular o volume dos dois pregos fazendo: $V_{\text{pregos}} = V_{\text{final}} - V_{\text{inicial}}$.
3. Proceder de igual modo com quatro pregos (iguais) e, em seguida, com seis pregos.
4. Completar o seguinte quadro:

Pregos de ferro	2 pregos	4 pregos	6 pregos
Massa (m) / g			
Volume (V) / cm^3			
Densidade do ferro ($\rho = \frac{m}{V}$) / g/cm^3			

5. Concluir sobre o valor da densidade do ferro.

Actividades

1. Considera os seguintes materiais:

- (A) Granito (D) Nylon
 (B) Cerâmica (E) Água
 (C) Diamante

Classifica cada um dos materiais em naturais e sintéticos.

2. Considera os seguintes materiais e as respectivas densidades: água ($0,998 \text{ g/cm}^3$), azeite ($0,92 \text{ g/cm}^3$) e glicerina ($1,26 \text{ g/cm}^3$). Indica:

- a) o material mais denso;
 b) o material menos denso;
 c) como separar uma mistura de água e azeite.

3. O alumínio tem o ponto de fusão igual a $660,37 \text{ }^\circ\text{C}$. Converte este valor de temperatura em kelvins.

4. Completa a tabela indicando os estados de agregação das substâncias a $40 \text{ }^\circ\text{C}$.

SUBSTÂNCIA	PONTO DE FUSÃO p.f./ $^\circ\text{C}$	PONTO DE EBULIÇÃO p.e./ $^\circ\text{C}$	ESTADO DE AGREGAÇÃO
Acetona	- 89	56	
Sal	801	1470	
Éter	- 116	36	
Álcool etílico	- 114	78	

5. Dá dois exemplos de:

- a) substâncias simples;
 b) substâncias compostas;
 c) misturas homogéneas;
 d) misturas heterogéneas.

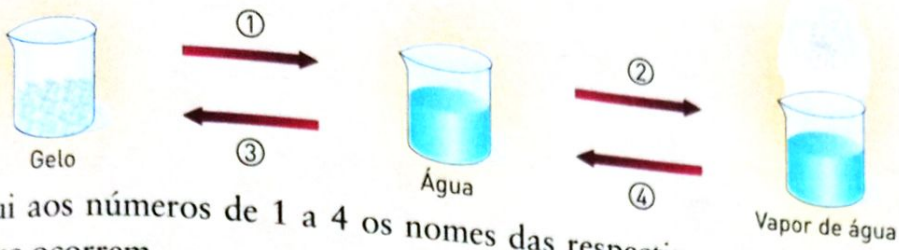
6. Explica, resumidamente, as diferenças entre:

- a) substâncias puras e misturas;
 b) substâncias simples e substâncias compostas;
 c) substâncias compostas e misturas;
 d) substâncias compostas e misturas homogéneas.

7. Escolhe, dos termos sublinhados, o que completa correctamente as frases de a A a C, riscando o termo incorrecto.

- (A) Na água salgada, o sal é o soluto/solvente.
 (B) Na solução aquosa de álcool etílico, o álcool é o soluto/solvente e a água é o soluto/solvente.
 (C) Na tintura de iodo, o álcool é o soluto/solvente.

8. Considera o seguinte esquema:



- Atribui aos números de 1 a 4 os nomes das respectivas mudanças de estado de agregação que ocorrem.
- No esquema não está representada uma mudança de estado de agregação, uma vez que esta não se verifica na água. Indica qual é e explica em que consiste.

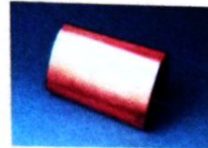
9. Considera o seguinte quadro:

COMPONENTES DA MISTURA	TIPO DE MISTURA	EXEMPLO	MÉTODO DE SEPARAÇÃO
líquido + sólido insolúvel			
líquido + sólido solúvel			
dois líquidos miscíveis			
dois líquidos não miscíveis			
partículas sólidas em suspensão num líquido			
dois sólidos e um com propriedades magnéticas			

- Preenche o quadro.
- Explica como executarias cada um dos métodos de separação das respectivas misturas.

10. O cobre é uma substância muito fácil de identificar.

Indica as propriedades específicas, baseando-te na figura, que permitem caracterizar o cobre.



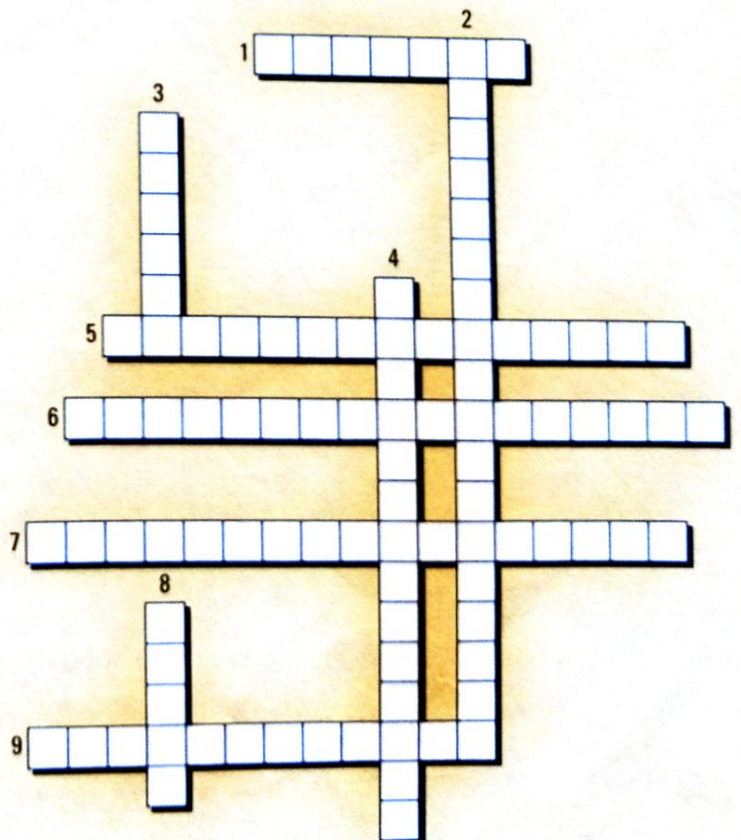
11. Palavras cruzadas.

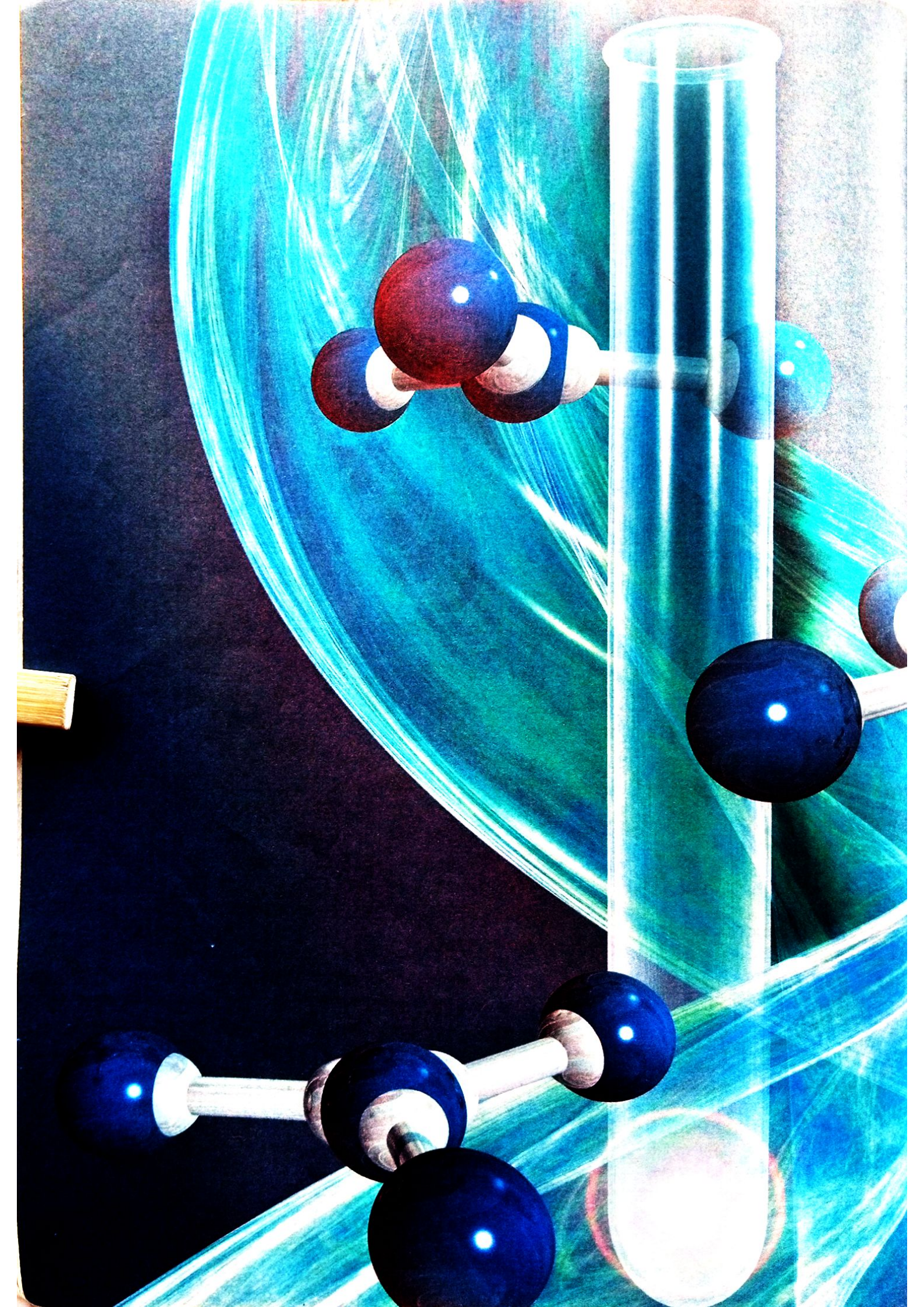
Horizontais

- Propriedade que a matéria tem em conservar o seu estado de movimento ou de repouso.
- Propriedade que indica que entre as partículas que formam a matéria existem espaços vazios.
- Propriedade que a matéria tem de diminuir de volume quando sofre a acção de uma força.
- Duas porções de matéria não podem ocupar o mesmo lugar ao mesmo tempo.
- Propriedade que permite que a matéria recupere o volume e a forma iniciais quando cessa a compressão.

Verticais

- Propriedade que assegura que a matéria não pode ser criada nem destruída, apenas se transforma.
- Propriedade que indica o espaço ocupado por um corpo, por isso, mede a extensão de um corpo.
- Propriedade que a matéria tem de poder ser subdividida em partes cada vez menores.
- Propriedade relacionada com a quantidade de matéria e é medida geralmente em quilogramas.





3

ESTRUTURA DA MATÉRIA E REACÇÕES QUÍMICAS

1. ESTRUTURA DA MATÉRIA

- 1.1. O átomo e o ião: conceito e sua constituição
- 1.2. Elementos químicos e sua representação simbólica
- 1.3. Classificação dos elementos químicos
- 1.4. Substâncias simples e compostas – moléculas e sua classificação
- 1.5. Valência de um elemento químico

2. REACÇÕES QUÍMICAS

- 2.1. Fenómenos físicos e fenómenos químicos
- 2.2. Reacções químicas: conceito, condições de ocorrência e suas manifestações
- 2.3. Equações químicas
- 2.4. Tipos de reacções químicas

3. CÁLCULOS QUÍMICOS – ESTEQUIOMETRIA

- 3.1. Massa atômica e massa molecular
- 3.2. Composição percentual ou centesimal das substâncias
- 3.3. Quantidade de substância (mol) e número de Avogadro
- 3.4. Massa molar
- 3.5. Volume molar
- 3.6. Interpretação das equações das reacções químicas

3

ESTRUTURA DA MATÉRIA E REACÇÕES QUÍMICAS

Vou aprender

- Como é constituída a matéria: átomos, moléculas e iões
- O que são elementos químicos e a sua representação através de símbolos químicos
- A classificar os elementos químicos em metais e não-metais
- As propriedades das substâncias metálicas e não metálicas
- A classificar as substâncias em elementares ou compostas através das suas fórmulas químicas
- A valência dos elementos: conceito e composição das fórmulas químicas segundo a valência dos elementos
- A identificar e distinguir fenómenos físicos e fenómenos químicos (reação química)
- O que são reacções químicas: conceito, condições da sua ocorrência e suas manifestações
- A representar as reacções químicas por equações químicas: reagentes e produtos
- A acertar equações químicas e qual o seu significado qualitativo e quantitativo (lei da conservação da massa)
- Os diferentes tipos de reacções químicas: de combinação, de decomposição, exotérmicas, endotérmicas e redox
- A realizar cálculos químicos envolvendo:
 - ✓ A massa atómica e a massa molecular
 - ✓ A composição percentual das substâncias
 - ✓ A mole e o número de Avogadro
 - ✓ A massa molar
 - ✓ O volume molar

1. Estrutura da matéria

Depois de termos visto que tudo que nos rodeia, que tem massa e ocupa lugar no espaço se designa por matéria, vamos agora saber mais sobre como esta é constituída.

Esta curiosidade de querer saber como a matéria é constituída remonta à **Antiguidade**. Leucipo e Demócrito (ver unidade 2), filósofos gregos da Antiguidade, questionaram-se nessa época sobre este mesmo assunto.

Como já te apercebeste, as questões que colocamos hoje são antigas. Mais tarde perceberás que as respostas a elas é que mudam com o avanço das ciências.

Leucipo e Demócrito imaginavam, por exemplo, que um pedaço de pedra, madeira ou de outro material qualquer poderia ser dividido até um determinado limite a partir do qual já não seria possível dividir mais, pois teria atingido dimensões tão pequenas que se tornavam impossíveis de poderem ser divididas. A cada uma dessas unidades muito pequenas eles chamaram **átomo**, que em grego significa indivisível. Assim, surgiu pela primeira vez o conceito de átomo.

Sabias que Leucipo e Demócrito tinham mesmo alguma razão? E que existem pouco mais do que uma centena de átomos diferentes? E que são estes que formam, através das suas combinações, os milhões de substâncias diferentes que existem?

Em que é que os átomos são diferentes?

Eles são diferentes uns dos outros no tamanho, na massa e no comportamento. Por serem partículas tão pequenas nem sequer conseguimos vê-las ao microscópio. Contudo, é possível ter-se uma ideia aproximada do seu tamanho tão pequeno. Queres ter essa ideia? É simples! Imagina que pretendes alinhar 100 milhões de átomos! Medindo esse alinhamento com uma régua, obterias mais ou menos um centímetro, isto é, 100 milhões de átomos cabem num espaço de um centímetro. Agora podes imaginar que o espaço ocupado por um átomo é mesmo muito pequeno.

É claro que, sendo o átomo de tão reduzidas dimensões, fica mesmo difícil dividi-lo.

1.1. O átomo e o ião: conceito e sua constituição

Na realidade, todas as substâncias são formadas por partículas. Para poderes perceber como é que as partículas das substâncias reagentes se transformam noutras, os **produtos**, é necessário que conheças, antes de mais, como tais partículas são constituídas. Precisamos também de saber que tipos de partículas constituem os diferentes tipos de substâncias e como é que estas se mantêm unidas nas substâncias. Estes e outros aspectos sobre a constituição da matéria deverão ficar bem compreendidos para que possas perceber como reagem as substâncias entre si.

Existem substâncias que são formadas por átomos. No entanto, poucas são aquelas que são constituídas por átomos isolados. Por exemplo, **gases nobres** como o **hélio** e o **néon** são constituídos por átomos isolados. Outras substâncias, como o **carbono**, são constituídas por um número incontável de átomos ligados entre si de uma forma regular.

Muitas das substâncias que até já conheces, como o **oxigénio**, o **dióxido de carbono** e a **água**, são formadas por pequenos agrupamentos atómicos. Tais substâncias são designadas por **moléculas**.

Existem, ainda, substâncias, como o sal de cozinha (cloreto de sódio), que não são formadas por átomos nem por agrupamentos destes. Tais substâncias são constituídas por **iões**, que irás estudar mais tarde.

Foi graças aos trabalhos de John Dalton (Fig. 1), no início do século XIX, que os cientistas, baseados em constatações experimentais, passaram a admitir que a matéria é constituída por átomos. Assim, o **átomo** passou a ser definido como a **partícula mais pequena e fundamental da matéria**, formado por duas regiões distintas: o **núcleo** e a **electrosfera** (Fig. 2).

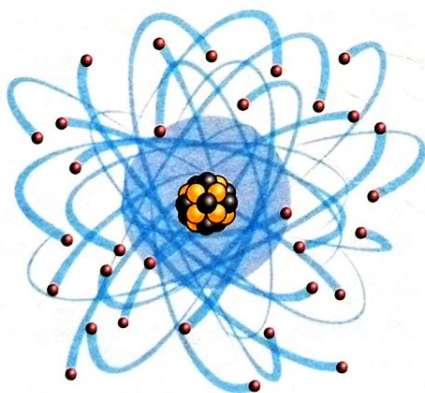


Fig. 2 – Os átomos são formados por duas regiões distintas: o núcleo e a electrosfera.

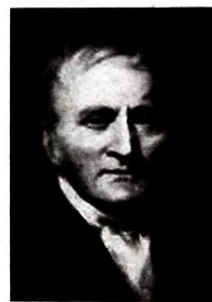


Fig. 1 – John Dalton.

Cada região distinta do átomo (núcleo e electrosfera) contém partículas ainda menores.

O núcleo localiza-se na parte central do átomo e tem dimensões muitíssimo reduzidas. No núcleo encontram-se:

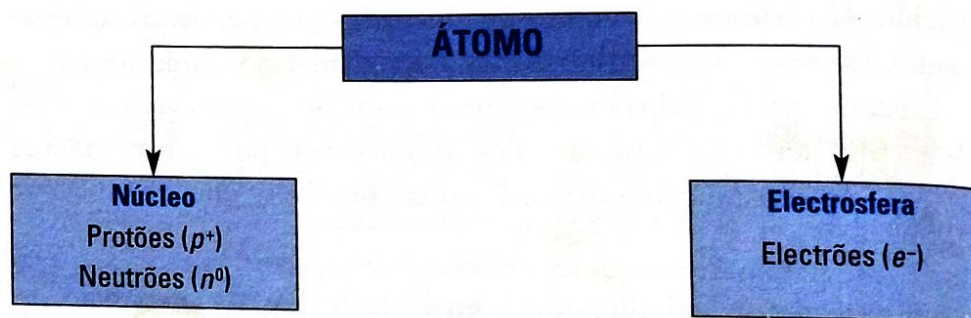
- os **protões**, partículas com carga eléctrica positiva (+) e que se representam pela letra *p*;
- os **neutrões**, partículas sem carga eléctrica e que se representam pela letra *n*.

A **electrosfera** é a zona à volta do núcleo do átomo. Na **electrosfera** encontram-se:

- os **electrões**, partículas com carga eléctrica negativa (-) e que se representam pela letra *e*.

Os **protões** e os **neutrões** têm massas semelhantes e as suas massas perfazem a **massa do átomo**, enquanto que a massa dos **electrões** é muito pequena chegando mesmo a ser desprezada.

No esquema seguinte encontra-se sistematizada a estrutura atómica.



Actividades

Completa as seguintes frases:

- A - A matéria é constituída por partículas muito pequenas designadas por _____.
- B - Os átomos são constituídos por duas partes distintas: o _____ e a _____.
- C - No núcleo atómico encontram-se localizados os _____ e os _____ que no seu conjunto, perfazem praticamente a totalidade da _____ do átomo.
- D - Os protões apresentam carga _____ e os electrões apresentam carga _____.
- E - No átomo electricamente neutro o número de electrões é igual ao número de _____.
- F - A palavra átomo provém da língua _____ e significa _____.

No entanto, apesar deste esquema representar a estrutura básica de qualquer átomo, os átomos diferem entre si pela quantidade de protões, neutrões e electrões que possuem.

Assim, cada átomo é identificado pelo número de protões que apresenta no seu núcleo, isto é, pelo seu **número atómico**.

O número atómico é representado simbolicamente pela letra Z .

O número atómico é igual ao número de protões:

$$Z = p$$

Tendo em conta que a massa dos electrões de um átomo é tão pequena e, por isso, desprezável, a massa do átomo é dada pela soma das massas dos protões e dos neutrões que se encontram no núcleo.

Assim, a soma de **protões** (ou **número atómico**) e de **neutrões** de um átomo representa o **número de massa** de um átomo, que é representado simbolicamente pela letra A .

O número de massa é igual à soma do número de protões e de neutrões do núcleo de um átomo:

$$A = Z + n$$

De um modo geral, representa-se um átomo da seguinte forma:



Os exemplos que se seguem ajudar-te-ão a perceber melhor toda esta linguagem e como usar todos estes símbolos.

O átomo do elemento mais simples que se conhece, o prótio (hidrogénio-1), só tem um protão no núcleo e um electrão na electrosfera, enquanto que o átomo do deutério (hidrogénio-2) tem um protão e um neutrão no núcleo e um electrão na electrosfera. Por seu turno, o átomo do cálcio, elemento importante na constituição dos nossos ossos e dentes, tem 20 protões e 20 neutrões no núcleo e 20 electrões na electrosfera. Assim, podemos representar simbolicamente os átomos referidos tal como se apresenta no quadro seguinte:

PRÓTIO: ${}^1_1\text{H}$	DEUTÉRIO: ${}^2_1\text{H}$	CÁLCIO: ${}^{40}_{20}\text{Ca}$
$Z = p = 1$	$Z = p = 1$	$Z = p = 20$
$e = 1$	$e = 1$	$e = 20$
$n = 0$	$n = 1$	$n = 20$
$n + p = A = 1$	$n + p = A = 2$	$n + p = A = 40$
$n + Z = A = 1$	$n + Z = A = 2$	$n + Z = A = 40$

Podemos, então, concluir que num átomo:

$$A = n + Z = n + p$$

e

$$Z = p = e$$

Note-se que o número de neutrões n nem sempre é igual ao número de protões p .

Actividades

1. Selecciona a opção que completa correctamente a frase.

Um átomo que tem 8 protões possui sem dúvida...

- A - ... 8 neutrões.
- B - ... 8 electrões.
- C - ... mais de 8 electrões.
- D - ... mais de 8 neutrões.

Actividades

2. Usa os símbolos A , Z , e , n ou p para completares as seguintes relações entre as partículas que constituem o átomo.

- No átomo neutro: $p = \underline{\hspace{2cm}}$
- Em qualquer átomo: $A - Z = \underline{\hspace{2cm}}$
- Em qualquer átomo: $A = \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}}$
- Em qualquer átomo: $A - n = \underline{\hspace{2cm}}$

Existem átomos que apresentam o mesmo valor de Z , mas valores diferentes de A . Tais átomos são designados por **isótopos**. O prótio, o deutério e o trítio (hidrogénio-3) são isótopos, isto é, são átomos do mesmo elemento químico – o hidrogénio – mas que diferem no número de massa, A .

Sendo a carga eléctrica do protão (+1) e a carga eléctrica do electrão (-1) e o número de protões igual ao número de electrões, então as cargas anulam-se tornando o **átomo electricamente neutro**. A tabela que se segue evidencia este facto. Nela estão referidos alguns elementos, com os respectivos números atómicos e números de electrões.

NOME DO ELEMENTO	LÍLIO	BERÍLIO	BORO	CARBONO	AZOTO
Número atómico (Z) ou número de protões (p) no núcleo	3	4	5	6	7
Número de electrões (e) na electrosfera	3	4	5	6	7

Na unidade anterior aprendeste que existem dois tipos de substâncias. As substâncias **simples (ou elementares)** e as **compostas**.

Também aprendeste que uma substância simples não pode ser transformada noutra substância simples.

Na realidade uma substância simples é formada por um só tipo de átomos.

Por exemplo, o ferro é formado só por átomos de ferro, o cobre é formado só por átomos de cobre e o alumínio só por átomos de alumínio.

Um átomo de um elemento não pode ser transformado num átomo de outro elemento. Ou seja, não é possível transformar uma substância simples em outra substância simples, porque não é possível transformar átomos.

No passado, os **alquimistas** tentavam transformar metais comuns em ouro. É claro que nunca conseguiram atingir os seus objectivos.

Não se pode transformar cobre em ouro.

Os **cristais** são aglomerados devidamente estruturados de partículas específicas. Assim, um pedaço de cobre é um aglomerado ordenado de átomos de cobre, isto é, átomos de cobre empilhados com uma estrutura específica. Tal estrutura é designada por **rede cristalina metálica**, sobre a qual falaremos mais tarde.

O conceito de ião

O cloreto de sódio (sal de cozinha), cuja fórmula é NaCl , não é formado por átomos mas sim por iões. Existem muitas substâncias

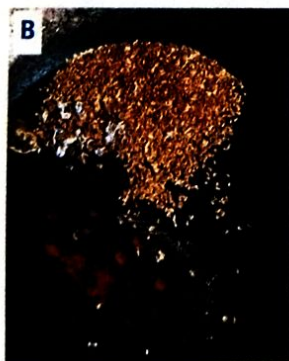
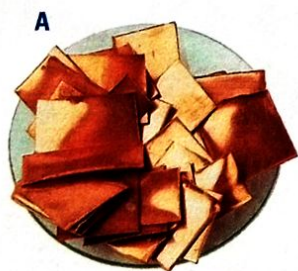


Fig. 4 – (A) Cobre; (B) Ouro.

iónicas. Ao contrário do que acontece com os átomos, que são partículas neutras, os iões são partículas com carga eléctrica positiva (catiões) ou negativa (aniões). O cloreto de sódio é formado por iões sódio (Na^+) e iões cloreto (Cl^-). Como estes iões têm cargas de igual valor mas sinal diferente, estas naturalmente anulam-se. Com base na informação contida nas tabelas seguintes, podes concluir quais são as diferenças entre um átomo e um ião (catião ou anião).

TIPO DE PARTÍCULA	ÁTOMO DE SÓDIO - Na	IÃO SÓDIO (CATIÃO) - Na^+
Carga eléctrica do núcleo	11+	11+
Carga eléctrica da electrosfera	11-	10-
Carga eléctrica da partícula	0	1+

TIPO DE PARTÍCULA	ÁTOMO DE CLORO - Cl	IÃO CLORETO (ANIÃO) - Cl^-
Carga eléctrica do núcleo	17+	17+
Carga eléctrica da electrosfera	17-	18-
Carga eléctrica da partícula	0	1-

O ião tem no seu núcleo o mesmo número de prótons e de neutrões, logo tem o mesmo número atómico e o mesmo número de massa que o átomo que lhe deu origem. Apenas difere do respectivo átomo no número de electrões:

- quando o átomo **perde electrões** transforma-se num **catião**;
- quando o átomo **ganha electrões** transforma-se num **anião**.

A carga do ião indica-nos o número de electrões que foram ganhos/perdidos. Se a carga do ião é:

- negativa significa que ganhou electrões (ex.: Cl^- - ganhou um electrão; O^{2-} - ganhou dois electrões);
- positiva significa que perdeu electrões (ex.: Na^+ - perdeu um electrão; Mg^{2+} - perdeu dois electrões; Al^{3+} - perdeu três electrões).

1.2. Elementos químicos e sua representação simbólica

Depois de termos aprendido que a matéria se classifica em substâncias e misturas e de termos caracterizado o átomo e o ião como partículas constituintes da matéria, vamos agora aprender a diferenciar os átomos e os iões, para entender como os químicos se comunicam.

Um dos cientistas que contribuiu para que hoje se possa distinguir os diferentes átomos foi Robert Boyle (Fig. 5).

No início do século XVII, este cientista irlandês, além de clarificar a diferença entre substâncias puras e misturas, definiu o conceito de



Fig. 5 - Robert Boyle.

elemento químico como uma substância pura que não pode ser transformada noutra mais simples.

Hoje sabemos que um elemento é o conjunto de átomos que possuem o mesmo número atómico (Z). O prótio e o deutério são átomos do mesmo elemento químico, o hidrogénio, pois possuem o mesmo número de protões, p , no núcleo, isto é, o mesmo número atómico, Z . Por seu turno, o cálcio é o elemento químico cujos átomos possuem 20 protões no núcleo, isto é, cujo número atómico é 20.

O número atómico é uma característica específica de cada elemento químico.

Assim:

Define-se elemento químico como um conjunto de átomos que possuem o mesmo número atómico, isto é, o mesmo número de protões no núcleo.

É importante saber que cada elemento químico tem o seu nome e um símbolo químico. A representação dos elementos químicos pelos símbolos químicos específicos teve início no tempo dos alquimistas. Por exemplo, o ouro era identificado pelo símbolo do Sol e a prata pelo símbolo da Lua.

Os químicos comunicam-se usando símbolos químicos.

Usa-se o símbolo químico para representar o elemento químico. Dessa maneira, pessoas que falam línguas diferentes podem comunicar-se facilmente. Usando os símbolos químicos, os químicos conseguem comunicar entre si independentemente de serem moçambicanos, indianos, americanos, alemães, ingleses, chineses, franceses, etc. Os nomes dos elementos químicos são diferentes em cada língua mas os símbolos químicos são iguais.

A representação simbólica que é usada actualmente foi introduzida em 1814 pelo químico sueco Jons Jacob Berzelius (Fig. 6).

Para escrever os símbolos químicos, as pessoas do mundo inteiro usam as letras do alfabeto romano. Assim, o símbolo químico do hidrogénio é H na China, em Portugal, na Inglaterra ou em qualquer outro país do Mundo.

Mesmo para ti, que não és químico mas que estás a aprender Química, ser-te-á muito mais fácil estudá-la se conheceres os símbolos químicos, por exemplo, quando for necessário escrever as equações das reacções químicas. Na tabela seguinte podes tentar perceber como foi que Berzelius introduziu a notação simbólica dos elementos químicos.

Actividades

Completa o seguinte quadro.

Substância	N.º de átomos na molécula	N.º de elementos na molécula
S ₈		
H ₂ O		
H ₂ SO ₄		
KMnO ₄		
HClO ₄		
P ₄		



Fig. 6 – Jons Jacob Berzelius.

NOME DO ELEMENTO QUÍMICO			SÍMBOLO QUÍMICO
Português	Alemão	Inglês	
Enxofre	Schwefel	Sulphur	S
Cloro	Chlor	Chlorine	
Cálcio	Calcium	Calcium	Ca
Sódio	Natrium	Sodium	
Fósforo	Phosphor	Phosphorus	P
Prata	Silber	Silver	
Chumbo	Blei	Plumbum	Pb
Ouro	Gold	Gold	
			Au

A maioria dos símbolos dos elementos químicos são escritos com a primeira letra maiúscula do nome do elemento químico em latim. Se existir mais do que um elemento químico com a primeira letra maiúscula e a segunda minúscula.

Alguns símbolos químicos são escritos com letras que não estão nos nomes. Por exemplo, o símbolo químico do ouro é Au. Isso acontece quando os símbolos químicos têm origem no nome dos elementos em latim. Assim, o símbolo químico do ouro é Au porque ouro em latim é *aurum*.

Como a língua portuguesa deriva do latim, a maioria dos símbolos coincidem com a primeira letra. Mas, como pudeste ver, há casos em que isso não acontece.

Existem, neste momento, de forma estável, 111 elementos químicos. Os químicos agruparam-nos e organizaram-nos partindo de semelhanças de propriedades físicas e químicas dos elementos, numa tabela denominada Tabela Periódica dos Elementos, que se encontra no final deste manual. Para facilitar a evolução da tua aprendizagem em Química é conveniente estudares os nomes e os respectivos símbolos químicos dos primeiros 20 elementos da Tabela Periódica.

Actividades

Selecciona a opção correcta.

O elemento químico é definido como:

- A – Conjunto de átomos da mesma massa atómica.
- B – Conjunto de substâncias puras.
- C – Conjunto de átomos de elementos químicos diferentes.
- D – Conjunto de átomos com o mesmo número atómico.

Fig. 7 – Tabela Periódica dos elementos.

1.3. Classificação dos elementos químicos

De entre os elementos químicos que viste na tabela anteriormente referida, é possível distinguir aqueles que são **metais**, como a prata, o chumbo, o cálcio, o sódio e o ouro, dos que são **não-metais** (ou ametais), como o enxofre, o cloro e o fósforo.

Os elementos químicos classificam-se em metais e não-metais.

O ouro, o cobre, o chumbo e a prata, por exemplo, são metais que já eram conhecidos e utilizados na Antiguidade.

Propriedades características dos metais

Os metais são normalmente sólidos à temperatura ambiente. A única excepção é o mercúrio, que conheces dos termómetros. Eles apresentam propriedades características comuns como:

- a capacidade de formarem uns com os outros **ligas metálicas**, como o latão e o bronze;
- o seu **brilho** característico;
- a sua capacidade de se transformarem em fios – **ductilidade**;
- a sua **maleabilidade** (são maleáveis), isto é, podem ser facilmente transformados em lâminas;
- a sua **elasticidade**, ou seja, podem ser esticados que depois voltam ao normal (por isso são produzidas molas metálicas);
- a sua **tenacidade**, isto é, a sua resistência à tracção;
- a sua **condutividade** elevada, ou seja, a sua capacidade de conduzir bem o calor e a corrente eléctrica.

Os materiais metálicos são muito utilizados no dia-a-dia graças às suas propriedades características.

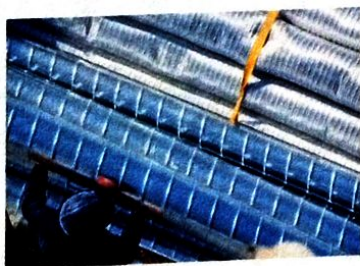


Fig. 8 – O alumínio é o elemento metálico mais abundante na crosta terrestre.



Fig. 9 – A prata: o metal da moeda.

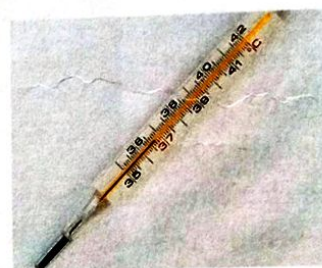


Fig. 10 – O mercúrio: o metal líquido dos termómetros.



Propriedades características dos não-metais

Ao contrário dos metais, que são condutores da electricidade, um não-metal pode ser um isolador ou um semiconductor.

Só existem 12 não-metais conhecidos, o que contrasta com os mais de 80 metais, mas são os não-metais que constituem a maior parte da Terra, em especial as suas camadas exteriores. Os organis-

mos vivos e o Homem são compostos quase exclusivamente por não-metais. Muitos não-metais (hidrogénio, azoto, oxigénio, flúor, cloro, bromo e iodo) formam combinações de dois átomos, são diatómicos, contudo, a maior parte são poliatômicos (formam combinações superiores a dois átomos).

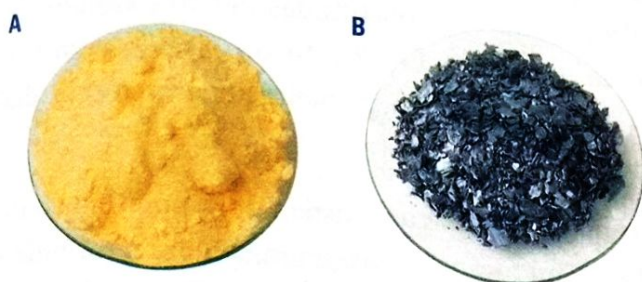


Fig.11 – O enxofre (A) e o iodo (B) são não-metais sólidos, facilmente sublimáveis e muito úteis na produção de medicamentos.

Os não-metais são caracterizados pelas seguintes propriedades:

- não possuem brilho metálico;
- apresentam pontos de fusão e de ebulição relativamente baixos;
- não conduzem a corrente eléctrica e o calor.

Na Tabela Periódica existe uma divisão dos elementos químicos em metais e não-metais. É importante que saibas quais os nomes e respectivos símbolos químicos de metais nobres, como o cobre, a prata e o ouro, e de metais que utilizas com frequência no quotidiano, como o alumínio, o ferro, o zinco, o chumbo, o estanho e o mercúrio.

Entre os metais e os não-metais existem ainda os **semimetais** que tanto apresentam propriedades metálicas como não metálicas.

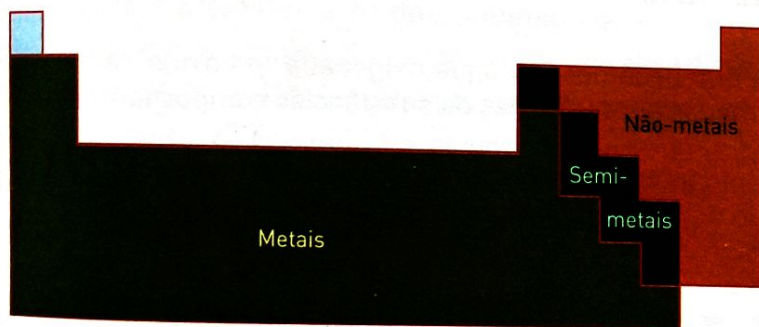


Fig.12 – Localização na Tabela Periódica de metais, não-metais e semimetais.

1.4. Substâncias simples e compostas – moléculas e sua classificação

Os átomos dos elementos podem interagir e formar substâncias simples (ou elementares) ou compostas. O oxigénio do ar que respiramos é uma substância simples. No entanto, a água que bebemos é uma substância composta – é um composto químico. As **substâncias moleculares** têm como **unidades estruturais** as **moléculas**, que são grupos de átomos iguais, no caso das substâncias simples, ou diferentes, no caso das substâncias compostas.

Quando se trata de substâncias, em vez de símbolos químicos usamos fórmulas. Tais fórmulas são designadas por **fórmulas químicas**. Assim, no ar da atmosfera existem moléculas diatómicas de oxigénio, nas quais dois átomos de oxigénio se encontram ligados. A **fórmula química** do oxigénio é O_2 . As moléculas do ozono que nos protegem dos raios ultravioleta são constituídas por três átomos de oxigénio e a sua **fórmula química** é O_3 . Tanto o oxigénio como o ozono são **substâncias simples**, sendo a primeira uma molécula **diatómica** e a última **triatómica**.

Em contrapartida, na água existem dois átomos de hidrogénio que estão ligados a um átomo de oxigénio. Assim, a **fórmula química** da água é H_2O . Como podes ver, na água, os átomos que a compõem são diferentes. Quando é assim fala-se em **composto químico** (substância composta).

O oxigénio atmosférico é formado por moléculas de uma substância simples muito importante para a nossa respiração.



Fig. 13 – Modelo da molécula de água (H_2O): a vermelho está representado o átomo de oxigénio e a branco os dois átomos de hidrogénio.

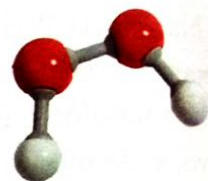


Fig. 14 – Modelo da molécula de peróxido de hidrogénio (H_2O_2): a vermelho os dois átomos de oxigénio e a branco os dois átomos de hidrogénio.

A água que bebemos e a água-oxigenada (peróxido de hidrogénio) são formadas por moléculas de substâncias compostas.

O oxigénio molecular é diatómico, enquanto que o ozono, a água e o peróxido de hidrogénio são moléculas poliatómicas.



Fig. 15 – A camada de ozono na Terra.



Fig. 16 – Modelo da molécula de ozono (O_3): a vermelho estão representados os três átomos de oxigénio.

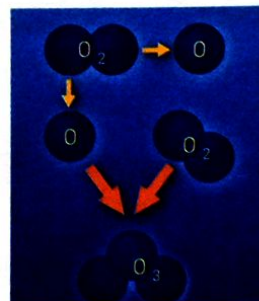


Fig. 17 – A formação do ozono a partir do oxigénio.

Molécula é um conjunto limitado de átomos que conferem características próprias à substância.

Quando as moléculas são formadas por átomos do mesmo elemento químico elas designam-se por substâncias simples.

Quando as moléculas são formadas por átomos de elementos diferentes denominam-se substâncias compostas ou simplesmente compostos.

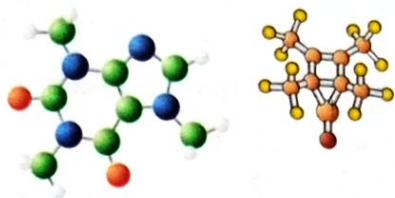


Fig. 18 – Moléculas de substâncias compostas ou compostos químicos: as diferentes cores mostram a existência de espécies atómicas diferentes.

Fórmula química é a representação simbólica da molécula de uma determinada substância usando os símbolos químicos dos átomos presentes. Dá-nos uma informação qualitativa.

As fórmulas químicas expressam o número total de cada tipo de átomos ligados na estrutura química de uma determinada substância. Dão-nos uma informação quantitativa.

Por exemplo, a fórmula química da água é H_2O , ou seja, a molécula da água é formada por átomos de hidrogénio e oxigénio (informação qualitativa); por outro lado, é formada por dois átomos de hidrogénio e um átomo de oxigénio (informação quantitativa).

Assim, para representar a fórmula química de uma substância, escreve-se o símbolo químico do elemento ou dos elementos presentes na substância e um número do lado direito, na parte inferior de cada símbolo químico, que indica a quantidade de átomos desse elemento presente na molécula. A tabela abaixo pode ajudar-te a compreender melhor como se faz a notação das fórmulas das substâncias químicas.

NOME DA SUBSTÂNCIA	CONSTITUIÇÃO	FÓRMULA MOLECULAR	TIPO DE SUBSTÂNCIA
Oxigénio	2 átomos de oxigénio	O_2	Simple
Ozono	3 átomos de oxigénio	O_3	Simple
Água	2 átomos de hidrogénio e 1 átomo de oxigénio	H_2O	Composta
Peróxido de hidrogénio	2 átomos de hidrogénio e 2 átomos de oxigénio	H_2O_2	Composta

Se pretenderes representar várias moléculas de uma certa substância precisas somente de colocar antes da fórmula um número que te indique a quantidade que pretendes representar. Por exemplo, para representares duas moléculas de oxigénio deves escrever $2 O_2$. Se quiseres representar dez moléculas de água terás logicamente de escrever $10 H_2O$.

Actividades

Indica o que representam qualitativa e quantitativamente as seguintes fórmulas químicas:

Cl_2 ; H_2O ; HCl ; $NaOH$.

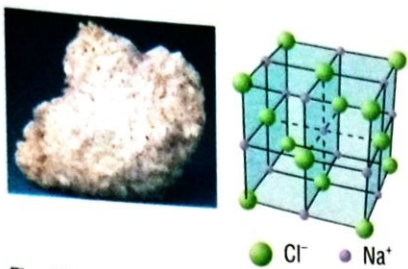


Fig. 19 – Cristal de cloreto de sódio e respectiva representação da sua estrutura cristalina.

Em substâncias como o ouro e o cobre, as **unidades estruturais** são átomos. No caso de serem metais, formam-se **cristais metálicos**.

Substâncias como o cloreto de sódio (sal de cozinha) têm como **unidades estruturais** iões. Nesse caso formam-se **cristais iónicos**.

No estado sólido, a estrutura cristalina do NaCl é constituída por:

- iões negativos cloreto, Cl^- , que ocupam os vértices e o centro das faces do cubo;
- iões positivos de sódio, Na^+ , mais pequenos, que «encaixam» nos espaços entre os iões Cl^- .

A atracção entre estes iões, com base nas forças eléctricas existentes entre eles, permite a formação dos seus cristais (Fig. 19).

Actividades

Selecciona as opções correctas.

- A – O peróxido de hidrogénio (H_2O_2) é uma substância simples.
- B – O cloreto de sódio (NaCl) é uma substância metálica.
- C – O dióxido de carbono (CO_2) é uma substância composta.
- D – O azoto (N_2) é uma molécula diatómica.

1.5. Valência de um elemento químico

Quanto vale cada átomo na molécula?

A fórmula química traduz sempre a proporção de combinação entre os átomos dos elementos que compõem a substância. Essa proporção de combinação está relacionada com a capacidade que cada elemento tem de se ligar ao outro. Essa capacidade varia de elemento para elemento e é designada por **valência**.

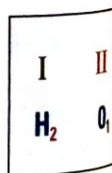
A valência de um elemento químico é a capacidade que esse elemento químico tem de se ligar a outro elemento químico.

Assim, se conheceres bem a **valência** de cada elemento químico, também saberás escrever as fórmulas químicas dos compostos por eles formados.

Os valores das valências dos elementos químicos representam-se em numeração romana. Na tabela ao lado podes ver os símbolos químicos de alguns elementos e as respectivas valências.

A determinação da fórmula química a partir das valências contempla três passos essenciais:

- Primeiro, dispõem-se os símbolos químicos dos elementos lado a lado.
- Seguidamente, coloca-se o número correspondente à valência de cada elemento químico por cima do seu respectivo símbolo.
- Finalmente, trocam-se as valências dos elementos químicos na forma de índice, que indica a quantidade de átomos de cada elemento que compõem a molécula da substância.



Por exemplo, no caso da molécula da água, a valência do hidrogénio passa a ser o índice do oxigénio e a valência do oxigénio passa a ser o índice do hidrogénio.

SÍMBOLO QUÍMICO	VALÊNCIA DO ELEMENTO QUÍMICO
H	I
Na	I
K	I
F	I
Cl	I
Br	I
I	I
Mg	II
Ca	II
Ba	II
O	II
S	IV e VI
N	III
P	III
Al	III
C	IV
Fe	II e III
Cu	I e II

Sendo a molécula constituída por 2 átomos de hidrogénio e 1 átomo de oxigénio, então, a valência do hidrogénio (I) será o índice para o oxigénio e a valência do oxigénio (II) será o índice para o hidrogénio e a fórmula química da água será, então, H_2O .

Actividades

Consultando a tabela das valências dos elementos químicos completa a seguinte tabela.

Elementos químicos do composto	Valência do 1.º elemento	Valência do 2.º elemento	Fórmula química do composto
K e Cl			
Na e O			
Ba e Cl			
H e Cl			
P e O			
Al e O			
H e S			
Mg e O			

RESUMO

O **átomo** é formado por duas regiões distintas: o **núcleo** e a **electrosfera**.

O **núcleo** que se encontra na parte central do átomo e tem dimensões muitíssimo reduzidas possui os **protões**, partículas com carga eléctrica positiva (+) e os **neutrões**, partículas sem carga eléctrica.

A **electrosfera** é a zona à volta do núcleo do átomo que contém os **electrões**, partículas com carga eléctrica negativa (-). A electrosfera está dividida em **camadas** ou **níveis de energia** que são espaços de localização dos electrões.

Os **protões** e os **neutrões** têm massas semelhantes e as suas massas perfazem a **massa do átomo**, enquanto que a massa dos **electrões** é **desprezável**. Num átomo o número de protões é igual ao número de electrões.

Cada átomo é identificado pelo número de protões que apresenta no seu núcleo, isto é, pelo seu **número atómico (Z)**.

A soma de **protões (ou número atómico)** e de **neutrões** de um átomo representa o **número de massa (A)**.

Os **iões** são partículas com carga eléctrica positiva (**catiões**) ou negativa (**aniões**). Quando um átomo **perde electrões** transforma-se num **catião**. Se o átomo **ganha electrões** transforma-se num **anião**.

Um **elemento químico** corresponde ao conjunto de átomos que possuem o mesmo número atómico.

Os elementos químicos classificam-se em **metais** e **não-metais**.

Propriedades características dos metais: brilho, maleabilidade, elasticidade, tenacidade e condutividade eléctrica e térmica.

Propriedades características dos não-metais: não possuem brilho metálico, apresentam pontos de fusão e de ebulição relativamente baixos e têm baixa condutividade eléctrica e térmica.

Molécula é um conjunto limitado de átomos que conferem características próprias à substância.

As **substâncias simples** podem ter como **unidade estrutural**:

- o **átomo** (ex.: Fe, Cu, Al, etc.);

- a **molécula**, quando formada por **grupos de átomos iguais** (ex.: O_2 , H_2 , O_3 , etc.).

As **substâncias compostas** têm como **unidade estrutural** a **molécula** formada por **grupos de átomos de duas ou mais espécies** (ex.: H_2O , CO_2 , etc.).

Existem substâncias que, em vez de átomos, têm como **unidades estruturais os iões** – **substâncias iónicas**.

A **valência de um elemento químico** é a capacidade que esse elemento químico tem de se ligar a outro elemento químico.

2. Reacções químicas

2.1. Fenómenos físicos e fenómenos químicos

É fantástico observar as estrelas no céu límpido à noite e assistir, mesmo pela televisão, ao envio de naves espaciais em busca de novos conhecimentos sobre o mundo que nos rodeia. Muitas vezes admiramo-nos e dizemos que se tratam de fenómenos maravilhosos. Na realidade, apesar da deslocação da nave para o Espaço, com o objectivo de o estudar melhor, ser um **fenómeno físico**, a combustão do combustível que permite tal deslocamento é um **fenómeno químico**.

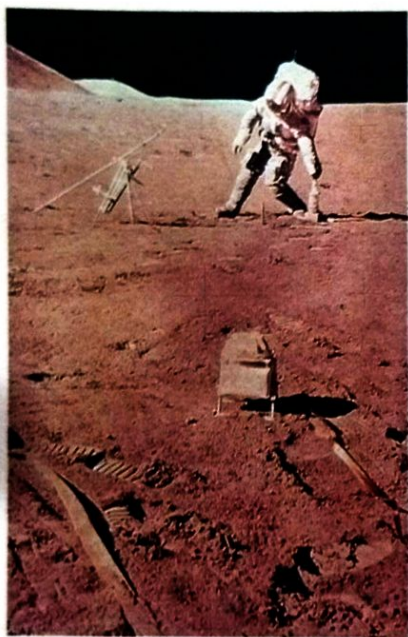


Fig. 20 – Cosmonauta em plena actividade.

Sabias que os cosmonautas realizam experiências científicas e técnicas no Espaço a bordo das naves espaciais? E que os químicos também participam nos sucessos das experiências que se fazem no Espaço? Sabias que, por exemplo, eles trabalham no desenvolvimento de combustíveis e dos materiais para as naves espaciais, bem como na produção de alimentos apropriados para os cosmonautas poderem sobreviver ao longo do tempo em que permanecem no Espaço a investigar, entre outras coisas, a formação de cristais sob condições espaciais? De facto, os fenómenos químicos são também muito importantes na investigação do Espaço.

É claro que sabes que os fenómenos químicos também ocorrem com muita frequência no ambiente que te rodeia. Por exemplo, o carvão e o gás são muito usados em reacções de combustão para confeccionar alimentos (Fig. 21); a gasolina e o gasóleo são muito importantes para as reacções de combustão que permitem que os automóveis possam funcionar (Fig. 22); o ferro enferruja com frequência na presença do oxigénio que existe na água e no ar húmido (Fig. 23)...



Fig. 21 – Confeção de alimentos utilizando a combustão: (A) do carvão; (B) do gás.



Fig. 22 – É devido à combustão da gasolina ou do gasóleo que os automóveis circulam.



Fig. 23 – A porta de ferro está enferrujada por causa do oxigénio que existe na água e no ar húmido.

Todos nós não só temos oportunidade de observar no nosso dia-a-dia fenómenos físicos e fenómenos químicos como também usamos com frequência produtos da indústria química.

Para que tais substâncias sejam convenientemente produzidas e usadas é necessário que se apliquem conhecimentos muito úteis de natureza física e química. Na unidade anterior aprendeste sobre

processos de separação de misturas. Tais processos são de natureza física.

Qual é, então, a diferença entre um fenómeno físico e um fenómeno químico?

Os seguintes exemplos ajudar-te-ão a compreender melhor estes conceitos.

Experimenta cortar uma vela ao meio ou partir um pedaço de madeira. Será que devido à tua acção estes materiais perdem as suas propriedades iniciais? É claro que não. Terás somente, ao invés de um pedaço de madeira ou de vela, dois pedaços do mesmo material. Estes são exemplos claros de **fenómenos físicos**.

Fenómenos físicos são aqueles que ocorrem sem que as substâncias deixem de ser o que são e passem a ser outras, ou seja, através de um fenómeno meramente físico as substâncias não se transformam noutras substâncias.

A destilação, a evaporação, a separação magnética e a filtração que aprendeste na unidade anterior são processos físicos muito usados na purificação de substâncias, sem que as substâncias como tal se transformem noutras. As mudanças de estado de agregação são também fenómenos físicos: por exemplo, a fusão do gelo (passagem da água no estado sólido a água no estado líquido).

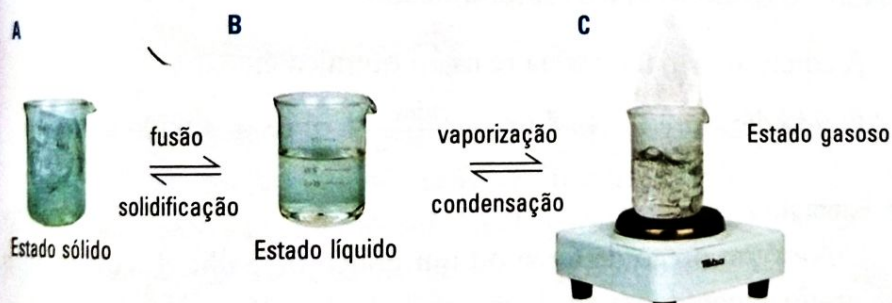


Fig. 25 – Mudanças de estado de agregação da água: (A) gelo, (B) água líquida e (C) vapor de água.

Experimenta desta vez queimar com cuidado o pedaço de madeira ou acender a vela e observa o que acontece. Neste caso teremos claramente processos que fazem com que a madeira e a vela sejam consumidos e deixem de ser o que eram. Como resultado desse fenómeno formam-se outras substâncias com características totalmente diferentes das iniciais, que não permitirão que lhes chamemos madeira ou vela. Este tipo de **fenómeno** é denominado **químico**.

Fenómeno químico é aquele que ocorre dando lugar à formação de novas substâncias com propriedades diferentes das propriedades das substâncias iniciais.



Fig. 24 – Madeira: (A) tronco e (B) lenha.

Actividades

Classifica os fenómenos presentes na seguinte tabela:

Fenómeno	Classificação
Queima de combustível num motor.	
Formação de gelo num congelador.	
Produção de sabão a partir de óleo de coco.	
Fermentação de um sumo.	
Enferrujamento de um prego.	
Formação da chuva.	

2.2. Reacções químicas: conceito, condições de ocorrência e suas manifestações

Falar de fenómeno químico é o mesmo que falar de reacção química. Quando uma dada substância se transforma noutra substância, diz-se que ocorreu uma transformação (reacção) química. O processo que conduz à formação de substâncias novas pode ser expresso do seguinte modo:



em que:

- reagentes são as substâncias que reagem;
- produtos da reacção são as substâncias que se formam durante a reacção.

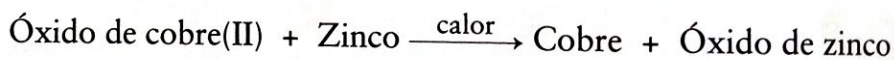
Exemplos de reacções químicas

► Exemplo 1

Aquece cuidadosamente óxido de cobre(II) de cor preta e zinco granulado de tom cinzento num tubo de ensaio.

Observa-se que sob acção do calor o óxido de cobre(II) negro reage com o zinco cinzento para formar o cobre castanho-avermelhado e o óxido de zinco esbranquiçado.

A equação de palavras da reacção química é:



► Exemplo 2

Coloca um prego de ferro ou um pouco de palha-d' aço num tubo de ensaio contendo uma solução azulada de sulfato de cobre(II).

Neste caso, o tom azulado da solução de sulfato de cobre(II) dá lugar a um tom quase incolor e a superfície do ferro torna-se castanho-avermelhada. Formam-se, respectivamente, sulfato de ferro(II) e cobre.

A equação de palavras da reacção química é:



Como podes verificar, em ambos os exemplos os átomos que aparecem nos produtos da reacção são os mesmos que existiam nos reagentes. Porém, conjugados em substâncias diferentes das iniciais.

Esta constatação permitiu a Lavoisier e Lomonossov formularem, de forma independente, a lei da conservação da massa, que diz:

Numa reacção química a massa dos produtos da reacção é igual à massa dos reagentes.

A formulação que diz «na Natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma» é da autoria de Lavoisier e incorpora a lei da conservação da massa.

No entanto, estes dois exemplos decorrem de modos bem diferentes. Enquanto que no exemplo 1 a reacção química só ocorre com fornecimento de energia sob a forma de calor, no exemplo 2 a reacção química não necessita de fornecimento de energia. Isto mostra que no primeiro caso as substâncias reagentes necessitavam de energia extra para poderem reagir, enquanto que no segundo caso essa energia extra não foi necessária. Quer dizer, as reacções químicas ocorrem de modos diversificados.

2.3. Equações químicas

Equação química é a representação simbólica de uma reacção química. Nela os nomes das substâncias são substituídos pelas fórmulas químicas das mesmas. Para designar o sentido do processo usa-se uma seta (\longrightarrow). À esquerda da seta surge(m) a(s) fórmula(s) química(s) do(s) reagente(s) que, se forem mais do que um, estão separados pelo símbolo mais (+); à direita da seta surge(m) a(s) fórmula(s) química(s) do(s) produto(s) da reacção que, se forem mais do que um, estão separados pelo símbolo mais (+).

Reagente(s) \longrightarrow Produto(s) da reacção

Na notação das equações químicas também se devem representar os estados de agregação das substâncias em causa do seguinte modo: (s) para substâncias no estado sólido, (l) para substâncias no estado líquido, (g) para substâncias no estado gasoso e (aq) para soluções aquosas.

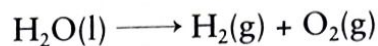
Para que as equações químicas estejam de acordo com a lei da conservação da massa é necessário acertá-las. Isso significa que o número de átomos nos produtos da reacção deve ser igual ao número de átomos nos reagentes – lei da conservação da massa.

► Exemplo

Electrólise da água – transformação química da água, por acção da corrente eléctrica, em hidrogénio e oxigénio.

	NOME DA SUBSTÂNCIA	FÓRMULA QUÍMICA	ESTADO DE AGREGAÇÃO
Reagente	Água	H ₂ O	Líquido (l)
Produtos da reacção	Hidrogénio	H ₂	Gasoso (g)
	Oxigénio	O ₂	Gasoso (g)

A equação química desta reacção química é:



Contudo, para que uma equação química esteja correcta o número de átomos de um elemento nos produtos da reacção deve ser igual ao número de átomos desse mesmo elemento nos reagentes – lei da conservação da massa. Tal facto não se verifica na equação química escrita. Para acertares a equação química vamos utilizar o método das tentativas.

PASSOS PARA O ACERTO	ESPÉCIES DE ÁTOMOS	REAGENTES	PRODUTOS DA REACÇÃO
1.º Contar o número de átomos de cada espécie presente nos reagentes e nos produtos da reacção, identificando as espécies que não estão em igual número nas duas colunas.	H	2	2
	O	1	2
2.º Começar por acertar a espécie que pareça ser a de mais simples acerto – neste caso, o O.	H	2	2
	O	1 x 2 = 2	2
$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$			
3.º Refazer a contagem do número de átomos de cada espécie presente nos reagentes e nos produtos da reacção. Se estiverem todos idênticos a reacção está acertada; caso não o estejam, repetir o processo.	H	4	2 x 2 = 4
	O	2	2
$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$			

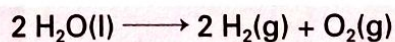
Actividades

A água-oxigenada (H_2O_2) é uma substância de muita utilidade. Por exemplo, uma solução a 3% de água-oxigenada serve para o tratamento de feridas, para eliminar microrganismos, como bactérias, etc. Durante a sua reacção de decomposição forma água (H_2O) e oxigénio (O_2).

Escreve a equação acertada da reacção de decomposição da água-oxigenada (ou peróxido de hidrogénio – H_2O_2).

Para acertar uma equação química tens, portanto, de determinar números, denominados coeficientes estequiométricos, que tornem o número de átomos de cada elemento igual nos reagentes e nos produtos da reacção. Os coeficientes estequiométricos são sempre colocados atrás das fórmulas químicas. Não podes alterar as fórmulas químicas das substâncias.

Assim, a equação química acertada que traduz a electrólise da água é:



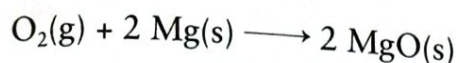
2.4. Tipos de reacções químicas

Deves ter reparado que ao longo desta unidade se tem falado sobre diferentes tipos de fenómenos químicos, como, por exemplo, a oxidação do ferro pelo oxigénio da água e do ar, que origina a ferrugem, e a electrólise da água.

Uma vez que as reacções químicas são muitos diversificadas torna-se necessário classificá-las para facilitar a sua sistematização.

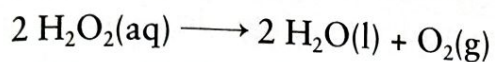
Assim, sempre que temos reacções químicas nas quais as substâncias se combinam para formar uma nova substância falamos de reacções de **combinação ou de síntese**. Um exemplo de uma reacção de combina-

ção é a reacção entre o oxigénio e o magnésio para dar óxido de magnésio.



Reacção de combinação ou de síntese acontece quando duas ou mais substâncias se combinam para formar uma nova substância.

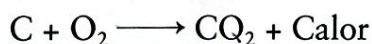
Por outro lado, quando uma substância reage para formar outras substâncias mais simples, como no caso da água-oxigenada que se decompõe formando água e oxigénio, diz-se que se está na presença de uma reacção de decomposição.



Reacção de decomposição acontece quando uma substância se decompõe para formar novas substâncias mais simples.

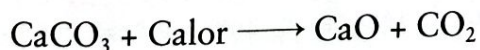
Em muitos casos, as reacções químicas ocorrem com libertação de calor, como acontece quando se queima uma vela, madeira, carvão ou gás. No entanto, também há reacções nas quais se consome calor.

Quando uma reacção ocorre com libertação de energia sob a forma de calor, diz-se que a reacção é **exotérmica**. O prefixo «**exo**» significa para fora enquanto que a palavra «**térmica**» significa calor. Na queima do carvão a reacção que se dá é representada pela seguinte equação química:



Reacção exotérmica é aquela que ocorre com libertação de calor para o meio exterior.

Em contrapartida, quando durante a reacção se consome calor diz-se que a reacção é **endotérmica**. Logicamente, pode-se concluir que o prefixo «**endo**» significa para dentro. A decomposição do calcário para produzir a cal viva é uma reacção muito útil para a construção civil. Esta reacção endotérmica é representada pela seguinte equação química:



Reacção endotérmica é aquela que ocorre com absorção de calor do meio exterior.

As reacções também se podem classificar com base no ganho e na perda de oxigénio. Muitas dessas reacções são de grande utilidade na metalurgia. Por exemplo, quando se pretende obter o cobre e o zinco a partir dos respectivos minérios, usam-se reacções com ganho e perda de oxigénio. Na tabela que se segue apresentam-se as equações químicas das reacções de obtenção destes metais tão valiosos.

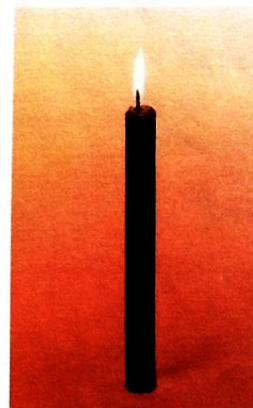


Fig. 26 – Uma combustão, neste caso de uma vela, ocorre sempre com libertação de energia – reacção exotérmica.

METAL	Cobre – Cu	Zinco – Zn
MINÉRIO	Óxido de cobre(II) – Cu ₂ O	Sulfureto de zinco – ZnS
EQUAÇÃO QUÍMICA DA REACÇÃO DE OBTENÇÃO DO METAL	$Cu_2O + C \rightarrow 2 Cu + CO$	$2 ZnS + 3 O_2 \rightarrow 2 ZnO + 2 SO_2$ e $ZnO + C \rightarrow Zn + CO$

Actividades

Dadas as seguintes equações químicas:

- i) $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O + \text{Calor}$
- ii) $Zn + 2 HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 + \text{Calor}$
- iii) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2 H_2O + \text{Calor}$
- iv) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO + H_2 + H_2O + \text{Calor}$
- v) $2 KMnO_4 + \text{Calor} \rightarrow MnO_2 + K_2MnO_4 + O_2$
- vi) $CaCO_3 + \text{Calor} \rightarrow CaO + CO_2$

indica as que representam reacções:

- a) de decomposição;
- b) de síntese;
- c) de oxidação-redução;
- d) exotérmicas;
- e) endotérmicas.

Tais reacções são designadas por reacções de oxidação-redução, também denominadas reacções redox.

Como podes observar nos exemplos, é possível constatar que há perdas e ganhos de oxigénio. Por exemplo, na obtenção do cobre, o minério de cobre perde oxigénio e o carbono ganha oxigénio. Como o minério de cobre perdeu oxigénio, diz-se que ocorreu uma reacção de redução. Por seu turno, como o carbono ganhou oxigénio, diz-se que ocorreu uma reacção de oxidação.

Assim, podemos definir que:

As reacções de oxidação são aquelas que ocorrem com ganho de oxigénio.

As reacções de redução são aquelas que ocorrem com perda de oxigénio.

É importante salientar que não existe uma oxidação sem existir simultaneamente uma redução.

Assim, podemos definir que:

As reacções redox ocorrem com ganho e perda simultâneos de oxigénio.

RESUMO

Fenómenos físicos são aqueles que ocorrem sem que as substâncias deixem de ser o que são e passem a ser outras, ou seja, através de um fenómeno meramente físico as substâncias não se transformam noutras substâncias.

Fenómeno químico é aquele que ocorre com formação de novas substâncias, com propriedades diferentes das propriedades das substâncias iniciais (reacção química).

Numa reacção química, **reagentes** são as substâncias que reagem; **produtos da reacção** são as substâncias que se formam durante a reacção.

Numa reacção química, a massa dos produtos da reacção é igual à massa dos reagentes – **lei da conservação da massa**.

Equação química é a representação simbólica de uma reacção química. Para que as equações químicas estejam de acordo com a lei da conservação da massa é necessário acertá-las através dos **coeficientes estequiométricos**.

Reacção de combinação ou de síntese acontece quando duas ou mais substâncias se combinam para formar uma nova substância.

Reacção de decomposição acontece quando uma substância se decompõe para formar novas substâncias mais simples.

Reacção exotérmica é aquela que ocorre com libertação de calor para o meio exterior.

Reacção endotérmica é aquela que ocorre com absorção de calor do meio exterior.

Reacção redox é aquela que ocorre com ganho e perda simultâneos de oxigénio.

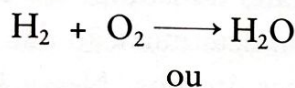
3. Cálculos químicos – estequiometria

A área da Química que estuda as relações quantitativas (mensuráveis) de reagentes e produtos da reacção em reacções químicas (ou equações químicas) designa-se por **estequiometria**. A palavra vem do grego *stoikheion* (elemento) e *metri* (medida, de *metron*).

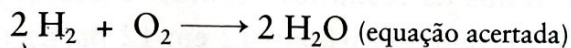
A **estequiometria** baseia-se na lei da conservação da massa, na lei das proporções constantes e das proporções múltiplas. No geral, as reacções químicas combinam proporções definidas de elementos ou compostos químicos. Como a matéria não pode ser criada nem destruída, a quantidade de cada elemento deve ser a mesma antes, durante e após a reacção. Por exemplo, a quantidade de um elemento X nos reagentes deve ser igual à quantidade do mesmo elemento nos produtos da reacção.

A estequiometria é usada para acertar equações químicas. Para tal usam-se **coeficientes estequiométricos** que são números que precedem a fórmula química e representam as quantidades relativas de todas as substâncias envolvidas na reacção química. Os coeficientes podem ser números inteiros ou fraccionários, embora, normalmente, se utilizem números inteiros como coeficientes.

Exemplo:



ou



É simples fazer cálculos estequiométricos se se proceder da seguinte forma:

- 1.º Identificar os símbolos químicos e/ou as fórmulas químicas das substâncias que intervêm na reacção química.
- 2.º Escrever e acertar a equação da reacção química.
- 3.º Colocar os dados correspondentes ao problema (indicando o símbolo da grandeza e os respectivos valores e unidades) e representar a incógnita por uma letra (*m* de massa, *V* de volume, etc.).
- 4.º Estabelecer as relações matemáticas que permitem determinar a incógnita.
- 5.º Determinar a incógnita e apresentar a resposta do problema.

É necessário, no entanto, aprender alguns conceitos importantes para poder realizar quaisquer cálculos estequiométricos, como, por exemplo, o conceito de:

- Massa atómica e de átomo-grama
- Massa molecular e de molécula-grama

- Composição percentual ou centesimal e lei das proporções constantes (Lei de Proust)
- Quantidade de substância – mole
- Número de Avogadro
- Massa molar
- Volume molar

3.1. Massa atómica e massa molecular

Já sabemos que a maioria das substâncias é formada por um conjunto de átomos que se combinam em proporções que são definidas pelas suas valências. Agora, vais aprender a calcular a massa dessas substâncias.

Constatamos anteriormente que os átomos são partículas muito pequenas. Por exemplo a massa atómica absoluta do hidrogénio é 0,000 000 000 000 000 000 000 001 673 g, a do carbono é 0,000 000 000 000 000 000 000 002 g e a do magnésio é 0,000 000 000 000 000 000 000 004 g. Tais massas em gramas são tão pequenas que não seria lógico pensar em medir a massa de um átomo numa balança. Na realidade, a determinação da massa do átomo é feita de forma indirecta.

Os cientistas decidiram introduzir uma unidade de massa mais cómoda ao atribuir ao **átomo do isótopo do carbono-12** a responsabilidade de ser o **padrão** na determinação das massas atómicas absolutas de todos os restantes átomos. Nessa base, eles dividiram a massa do isótopo do carbono-12 em 12 partes iguais e estabeleceram que cada uma das partes teria o valor de **1 u.m.a.**, correspondendo, deste modo, a uma **unidade de massa atómica (u.m.a.)**. A partir dela, por comparação, passaram a determinar a massa dos restantes átomos. Assim, a massa do átomo-padrão é igual a **12 u.m.a.** e 12 átomos de hidrogénio terão, por isso, a mesma massa que a de um átomo de carbono. Isto permite-nos concluir que a massa de um átomo de hidrogénio corresponde a **1 u.m.a.**. A massa do átomo de enxofre é 32 vezes maior que a do átomo de hidrogénio, isto é, a massa atómica do enxofre é **32 u.m.a.**.

Assim, se tivesses de equilibrar numa balança a massa do átomo de carbono com átomos de hidrogénio terias de colocar num dos pratos um átomo de carbono e no outro 12 átomos de hidrogénio.

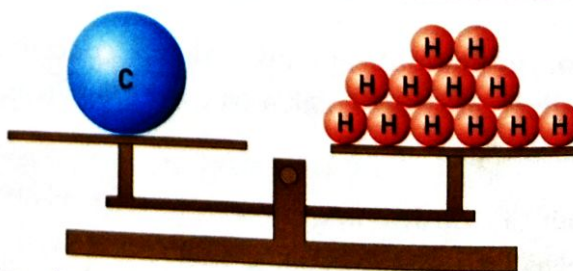


Fig. 27 – A massa de um átomo de carbono é igual à massa de 12 átomos de hidrogénio.

A massa atômica também pode ser expressa em gramas. Nesse caso, ela recebe o nome de **átomo-grama**.
Na tabela abaixo estão representados alguns elementos, seus símbolos químicos, seus átomos-grama e suas massas atômicas.

NOME DO ELEMENTO QUÍMICO	SÍMBOLO QUÍMICO	ÁTOMO-GRAMA	MASSA ATÔMICA (M_A)
Carbono	C	12,0 g	12 u.m.a.
Hidrogênio	H	1,0 g	1 u.m.a.
Oxigênio	O	16,0 g	16 u.m.a.
Enxofre	S	32,0 g	32 u.m.a.
Sódio	Na	23,0 g	23 u.m.a.

Massa atômica (M_A) é a massa do átomo no seu estado fundamental. Ela indica quantas vezes um determinado átomo é mais pesado que 1/12 da massa do átomo de carbono-12. Esta massa é expressa em unidades de massa atômica (u.m.a.).

A partir da **massa atômica**, é também possível determinar a **massa molecular** e a **molécula-grama** de um composto. Para tal, basta somar as massas de todos os átomos que constituem a molécula em unidades de massa atômica (massa molecular) ou em gramas (molécula-grama).

Por exemplo, a molécula de metano (CH_4) é composta por 1 átomo de carbono e 4 átomos de hidrogênio. Sabendo que a massa atômica do hidrogênio é aproximadamente **1 u.m.a.** e que a do carbono é aproximadamente **12 u.m.a.**, então a massa molecular do metano é calculada da seguinte forma:

$$M_M(\text{CH}_4) = (12 \times 1 + 1 \times 4) \text{ u.m.a.} = 16 \text{ u.m.a.}$$

A **massa molecular** é representada simbolicamente por M_M e é também expressa em unidades de massa atômica, u.m.a..

A **molécula-grama do metano** será então: $(12 \times 1 + 1 \times 4) \text{ g} = 16 \text{ g}$

Massa molecular (M_M) é a massa da molécula. Ela indica quantas vezes uma molécula é mais pesada que 1/12 da massa do átomo de carbono-12 e vem expressa em unidades de massa atômica (u.m.a.).

A massa molecular de uma substância também se expressa em gramas e denomina-se **molécula-grama**.

Molécula-grama de uma substância é a massa molecular dessa substância expressa em gramas.

Assim, para determinar a molécula-grama de uma substância, basta determinar a massa molecular dessa substância expressa em unidades de massa atômica e convertê-la para gramas. A tabela seguinte apresenta alguns exemplos.

SUBSTÂNCIA	FÓRMULA	MASSA MOLECULAR (M_r)	MOLECULA-GRAMA
Água	H ₂ O	$(2 \times 1 + 1 \times 16)$ u.m.a. = 18 u.m.a.	18 g
Oxigénio	O ₂	(2×16) u.m.a. = 32 u.m.a.	32 g
Dióxido de carbono	CO ₂	$(1 \times 12 + 2 \times 16)$ u.m.a. = 44 u.m.a.	44 g
Peróxido de hidrogénio	H ₂ O ₂	$(2 \times 1 + 2 \times 16)$ u.m.a. = 34 u.m.a.	34 g

Na realidade, é mais comum usarem-se átomos e moléculas-grama em vez das massas atómicas e moleculares. Na prática, não se trabalha com átomos ou moléculas isolados, mas com quantidades elevadas de átomos e moléculas expressas em gramas, quilogramas ou até mesmo toneladas.

Actividades

Consulta, na Tabela Periódica que está no final do manual, as massas atómicas dos elementos e calcula as massas moleculares e as moléculas-grama dos compostos da tabela seguinte.

Nome e fórmula do composto	Massa molecular	Molécula-grama
Água – H ₂ O		
Álcool etílico – C ₂ H ₅ OH		
Ácido sulfúrico – H ₂ SO ₄		
Hidróxido de sódio – NaOH		
Cloreto de sódio – NaCl		
Amoníaco – NH ₃		
Acetona – C ₃ H ₆ O		
Glicerina – C ₃ H ₈ O ₃		

3.2. Composição percentual ou centesimal das substâncias

A composição percentual ou centesimal das substâncias refere-se às percentagens em massa dos elementos que formam a substância considerada. Segundo a Lei de Proust, a proporção em massa dos elementos existentes numa substância é sempre constante.

Lei de Proust

Uma substância pura, independentemente do processo de preparação, apresenta os seus elementos numa razão, em massa, constante.

A composição percentual é normalmente calculada a partir da fórmula molecular da substância. Para tal, calcula-se primeiro a massa molecular da substância em causa e depois calculam-se as percentagens correspondentes a cada tipo de átomo. O exemplo a seguir ajudar-te-á a perceber melhor.

Exemplo

Cálculo da composição percentual do carbonato de cálcio (CaCO_3).

Para fazer este cálculo é necessário:

- Conhecer as massas atómicas dos elementos que compõem a substância em unidades de massa atómica, u.m.a.:

$$\text{Ca} = 40 \text{ u.m.a.}; \text{C} = 12 \text{ u.m.a.}; \text{O} = 16 \text{ u.m.a.}$$

- Calcular a massa molecular da substância a partir da fórmula molecular, multiplicando as massas atómicas dos elementos correspondentes pelos seus respectivos índices, que indicam a proporção de cada átomo, e depois somar todos os dados:

$$1 \text{ Ca: } 1 \times 40 \text{ u.m.a.} = 40 \text{ u.m.a.}$$

$$1 \text{ C: } 1 \times 12 \text{ u.m.a.} = 12 \text{ u.m.a.}$$

$$+ 3 \text{ O: } 3 \times 16 \text{ u.m.a.} = 48 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{Total} = 100 \text{ u.m.a.}$$

- Transformar a massa molecular em u para molécula-grama.
- Concluir que a molécula-grama do carbonato de cálcio é igual a 100 g.
- Calcular as percentagens correspondentes a cada tipo de átomos.

Para o Ca: 100 g de CaCO_3 ___ 100% 40 g de Ca ___ x $x = 40 \text{ g} \times 100\% : 100 \text{ g} = 40\%$	Para o C: 100 g de CaCO_3 ___ 100% 12 g de C ___ y $y = 12 \text{ g} \times 100\% : 100 \text{ g} = 12\%$	Para o O: 100 g de CaCO_3 ___ 100% 3 x 16 g de O ___ z $z = 48 \text{ g} \times 100\% : 100 \text{ g} = 48\%$
--	--	--

- Verificar se o somatório das percentagens é igual a 100%.

$$40\% + 12\% + 48\% = 100\%$$

- Elaborar a resposta.

A composição percentual do CaCO_3 é de:

$$\text{Ca} = 40\%, \text{C} = 12\% \text{ e } \text{O} = 48\%.$$

Uma das grandes vantagens do cálculo da composição percentual é o facto de, a partir dela, ser possível determinar a fórmula molecular de qualquer substância desconhecida. O exemplo que se segue é bastante elucidativo.

Exemplo

Determinação da fórmula molecular do composto cuja composição percentual ou centesimal é:

$$\text{H} = 11,11\% \text{ e } \text{O} = 88,89\%.$$

- Primeiro divide-se a percentagem de cada elemento pela respectiva massa atómica. Então, teremos:

$$\text{H} = \frac{11,11\%}{1} = 11,11; \text{O} = \frac{88,89\%}{16} = 5,56$$

Actividades

1. Na decomposição térmica de 400 g de carbonato de cálcio puro (CaCO_3) são obtidos 176 g de dióxido de carbono (CO_2) e 224 g de óxido de cálcio (CaO). Escreve a equação acertada da reacção e determina a percentagem do oxigénio em cada um dos produtos da reacção.

2. Determina as fórmulas dos compostos cuja composição centesimal é:

- a) K = 45,88%, N = 16,47% e O = 37,64%;
- b) N = 82,35% e H = 17,65%;
- c) Na = 74,19% e O = 25,81%;
- d) Ca = 33,33%, S = 26,67% e O = 40,00%.



Fig. 28 – Amedeo Avogadro.

• Depois escolhe-se o menor número e divide-se todos os outros por esse número, para se obterem os índices que indicam a proporção de cada átomo na molécula. Neste caso, o menor número é 5,56. Assim, obtém-se:

$$H = \frac{11,11\%}{5,56} = 1,998 = 2 \quad \text{e} \quad O = \frac{5,56\%}{5,56} = 1$$

• No final apresenta-se a resposta:
A fórmula do composto será H_2O .

3.3. Quantidade de substância (mole) e número de Avogadro

Já percebeste que as substâncias com as quais temos trabalhado ao longo das aulas de Química e até mesmo no dia-a-dia são amontoados de átomos, moléculas, iões, etc., ou seja, são partículas de dimensões muito pequenas. Como se faz para quantificar correctamente esse tipo de partículas?

Devido ao seu tamanho muito pequeno e ao seu número bastante elevado é impossível contar individualmente as partículas que constituem a matéria.

Este facto levou a que fossem desenvolvidos métodos para determinar a quantidade de tais partículas de uma forma rápida e segura.

Já reparaste que para quantificar ovos usas a unidade dúzia? Que unidades utilizas quando te referes a conjuntos formados por dez elementos? E por cem elementos?

A grandeza que quantifica o número de partículas tão pequenas como átomos, moléculas, iões, etc., é designada por **quantidade de substância**. O seu símbolo é *n* e a unidade desta grandeza é designada por **mole**, cujo símbolo é **mol**.

Quantidade de substância (*n*) – serve para quantificar o número de partículas diminutas como átomos, moléculas ou iões. A unidade de *n* é a mole (símbolo: mol).

Joseph Loschmidt e Amedeo Avogadro foram os primeiros cientistas a contabilizar átomos e moléculas. Foi assim que verificaram, por exemplo, que o número de moléculas existentes em dois gramas de hidrogénio molecular (H_2) é $6,022 \times 10^{23}$. Ao experimentarem com outras substâncias perceberam que sempre que se tratasse de uma mole este número permanecia inalterado. Assim, concluíram que este número era uma constante importante.

Este número ficou conhecido como o **número de Avogadro** ou **constante de Avogadro** (N_A).

Uma mole de qualquer substância contém $6,022 \times 10^{23}$ partículas elementares dessa substância.

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ partículas / mol}$$

número de Avogadro = constante de Avogadro

Então, o número de partículas (átomos, moléculas, iões, etc.) de uma substância, N , é dado por:

$$N = N_A \times n$$

Como uma mole de moléculas de hidrogénio (H_2) equivale a 2 g de hidrogénio, uma mole de átomos de hidrogénio (H) equivale a 1 g deste elemento. Isto quer dizer que 1 g de átomos de hidrogénio contém $6,022 \times 10^{23}$ átomos de hidrogénio.

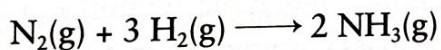
De igual modo, uma mole de moléculas de azoto (N_2) equivale a 28 g de azoto e contém $6,022 \times 10^{23}$ átomos de azoto.

Este número é extensivo a todo o tipo de substâncias. Por exemplo, uma mole de cobre contém $6,022 \times 10^{23}$ átomos de cobre e uma mole de sal de cozinha ($NaCl$) contém $6,022 \times 10^{23}$ iões de sódio (Na^+) e $6,022 \times 10^{23}$ iões cloreto (Cl^-).

Para o caso da água podemos também dizer que uma mole de água contém $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de água.

Como a molécula de água é formada por 2 átomos de hidrogénio e 1 átomo de oxigénio teremos que uma mole de água contém $2 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos de hidrogénio e $6,022 \times 10^{23}$ átomos de oxigénio.

Assim, fica mais fácil perceber que na equação:



existe:

- 1 mole de moléculas de azoto;
- 3 moles de moléculas de hidrogénio;
- 2 moles de moléculas de amoníaco.

Podendo a equação, por isso, ler-se da seguinte forma:

Uma mole de moléculas de nitrogénio reage com três moles de moléculas de hidrogénio formando duas moles de moléculas de amoníaco.

Assim, conclui-se que:

No átomo-grama de um elemento existe 1 mole de átomos desse elemento.

Na molécula-grama de uma substância existe 1 mole de moléculas dessa substância.

3.4. Massa molar

A massa de uma mole designa-se por **massa molar**. A massa molar representa-se por M e tem como unidade o grama por mole (g/mol). A massa molar de qualquer substância pode ser obtida dividindo a massa, m , dessa substância pela quantidade de substância, n , correspondente.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow \text{massa molar} = \text{massa de uma mole de uma substância}$$

Exemplo

Determinação da massa molar do amoníaco (NH₃).

- Consultando uma tabela, obtêm-se as massas atómicas relativas dos elementos que constituem a molécula do amoníaco:
N = 14 u.m.a. e H = 1 u.m.a.

- Depois calcula-se a massa molecular relativa do amoníaco:

$$M_M = 14 \text{ u.m.a.} + (3 \times 1) \text{ u.m.a.} = 17 \text{ u.m.a.}$$

- A molécula-grama do amoníaco será então 17 g.

- Sendo a massa molar a massa de uma mole, teremos:

$$M_{(\text{NH}_3)} = \frac{m}{n} = \frac{17 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 17 \text{ g/mol}$$

A massa molar do amoníaco é igual a 17 g/mol.

Como pudeste verificar, a massa molar de uma substância é numericamente igual à massa molecular, mas difere nas unidades: a massa molar é dada em gramas por mole (g/mol) e a massa molecular é dada em unidades de massa atómica (u.m.a.).

Actividades

1. Determina as massas molares das seguintes substâncias:

Gás	Quantidade de substância (n / mol)	Massa molar (M / g/mol)
Hidrogénio (H ₂)	1	
Oxigénio (O ₂)	1	
Dióxido de carbono (CO ₂)	1	
Azoto (N ₂)	1	
Butano (C ₄ H ₁₀)	1	

2. Consulta, na Tabela Periódica que está no final do manual, as massas atómicas dos elementos e completa a tabela seguinte.

Substância	Massa molecular (M_M / u.m.a.)	Molécula-grama (g)	Massa molar (M / g/mol)
H ₂ SO ₄	98		
KMnO ₄			
HCl			
HNO ₃			
NH ₄ Cl			
CO ₂			44
H ₂ O		18	

A utilidade da estequiometria não fica apenas no acerto de equações químicas ou na determinação formal das massas das substâncias. Ela é sobretudo muito útil nos sectores de produção química, como a indústria química e a farmacêutica. Em qualquer ramo de produção da área da Química é extremamente importante que se tenha a noção correcta sobre as proporções de combinação de substâncias necessárias para se obter o produto desejado e de qualidade.

Imagina, por exemplo, o que seria se a água que bebemos tivesse excesso de cloro. Isso não pode acontecer, pois é um risco enorme para a saúde das pessoas. Assim sendo, é muito importante para qualquer sector de produção que lide com a Química fazer convenientemente os cálculos das quantidades necessárias de cada reagente para formar um determinado produto.

3.5. Volume molar

Agora que conheces o conceito de mole também podes saber que volume é ocupado por uma mole de uma substância gasosa.

Os cientistas demonstraram experimentalmente que quantidades fixas de substâncias gasosas ocupam volumes diferentes conforme são submetidas a temperaturas e pressões diferentes. Demonstraram, por exemplo, que o volume de uma mole de qualquer gás (volume molar) à temperatura de 0 °C e à pressão de 1 atm é 22,4 L. As condições atrás referidas são denominadas condições normais de pressão e temperatura – CNPT.

O volume ocupado por uma mole de uma substância gasosa qualquer denomina-se **volume molar** e é representado simbolicamente por V_m .

As unidades de volume molar são L/mol (litro por mole) ou dm^3/mol (decímetro cúbico por mole).

$$V_m = \frac{V}{n} \text{ (dm}^3/\text{mol)}$$

O volume ocupado pelos gases depende da temperatura a que se encontram e da pressão a que estão submetidos.

Sob condições normais de pressão e temperatura (CNPT), uma mole de um gás ocupa o volume de 22,4 litros – volume molar (V_m).

Actividades

1. Quantas moléculas de dióxido de carbono existem em 352 g desse gás?
2. A tua garrafa de gás butano (C_4H_{10}) contém 5 kg desse gás.
 - a) Qual é o número de moléculas do gás butano na garrafa?
 - b) Quantos átomos de carbono e quantos átomos de hidrogénio estão contidos no gás da garrafa?

Actividades

1. Como se define o volume ocupado por uma mole de qualquer gás? Qual é o seu valor numérico nas condições normais de pressão e temperatura (CNPT)?
2. Qual é o volume ocupado por 3 mol de oxigénio (O₂) nas condições PTN?
3. Quantas moléculas estão contidas num balão contendo 22,4 L de hidrogénio (H₂) em condições normais de pressão e temperatura?
4. Preenche a tabela indicando o volume ocupado pelas quantidades de gases apresentadas.

Gás	Quantidade de substância (n / mol)	Volume ocupado (V / dm ³)
Hidrogénio (H ₂)	2	
Oxigénio (O ₂)	0,5	
Dióxido de carbono (CO ₂)	1,5	
Azoto (N ₂)	0,2	
Butano (C ₄ H ₁₀)	10	

5. Para aquecer água para o banho o João teve de queimar completamente 1 kg de lenha contendo 76,8% de carbono (C) na presença do oxigénio do ar (O₂).
 - a) Calcula a massa em gramas do carbono queimado na combustão.
 - b) Escreve e acerta a equação química da reacção de combustão completa do carbono contido na lenha.

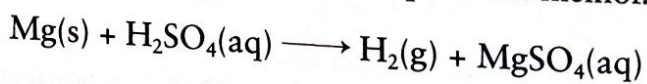
3.6. Interpretação das equações das reacções químicas

Como já aprendeste, as reacções químicas ocorrem com a formação de produtos a partir de reagentes. A transformação química ocorrida pode ser interpretada qualitativamente e quantitativamente.

A interpretação qualitativa refere-se ao tipo de substâncias (qualidade) que intervêm na reacção.

A interpretação quantitativa refere-se ao número de átomos ou moléculas (quantidade) que intervêm na reacção.

O exemplo que se segue ajudar-te-á a perceber melhor.



Interpretação qualitativa:

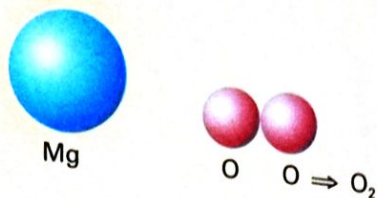
O metal prateado magnésio e o líquido incolor ácido sulfúrico reagem para formarem o gás incolor hidrogénio e um líquido incolor que por evaporação forma cristais de sulfato de magnésio.

Interpretação quantitativa:

Um átomo-grama de magnésio reage com uma molécula-grama de ácido sulfúrico para formar uma molécula-grama de hidrogénio e uma molécula-grama de sulfato de magnésio.

Actividades

- Dois átomos-grama de magnésio reagem com uma molécula-grama de oxigénio para formar duas moléculas-grama de óxido de magnésio.
 - Escreve a respectiva equação química e apresenta a interpretação qualitativa da mesma.
 - Calcula as massas dos reagentes e dos produtos para verificar a validade da lei da conservação da massa.
- As seguintes figuras circulares representam um átomo de magnésio e uma molécula de oxigénio, respectivamente.



Com base na equação química da reacção que ocorre entre estas duas substâncias para formar óxido de magnésio, representa esquematicamente a reacção, utilizando as respectivas figuras circulares.

- Explica como é que a equação da formação do óxido de magnésio corresponde à lei da conservação da massa.

RESUMO

Massa atómica (M_A) é a massa do átomo no seu estado fundamental. Ela indica quantas vezes um determinado átomo é mais pesado que 1/12 da massa do átomo de carbono-12. Esta massa é expressa em unidades de massa atómica (u.m.a.). O **átomo-grama** é a massa atómica expressa em gramas.

Massa molecular (M_M) é a massa da molécula. Ela indica quantas vezes uma molécula é mais pesada que 1/12 da massa do átomo de carbono-12 e vem expressa em unidades de massa atómica (u.m.a.). A **molécula-grama** é a massa molecular expressa em gramas.

A **composição percentual ou centesimal** das substâncias refere-se às percentagens em massa dos elementos que formam a substância considerada.

Lei de Proust: uma substância pura, independentemente do processo de preparação, apresenta os seus elementos numa razão, em massa, constante.

Quantidade de substância (n) – serve para quantificar o número de partículas diminutas como átomos, moléculas ou iões. A unidade SI de n é a **mole** (símbolo: **mol**).

Uma mole de qualquer substância contém $6,022 \times 10^{23}$ partículas elementares dessa substância – **número de Avogadro (N_A)**.

No átomo-grama de um elemento existe 1 mole de átomos desse elemento. Na molécula-grama de uma substância existe 1 mole de moléculas dessa substância.

O volume ocupado pelos gases depende da temperatura a que se encontram e da pressão a que estão submetidos. **Sob condições normais de pressão e temperatura (CNPT) uma mole de um gás ocupa o volume de 22,4 litros – volume molar (V_m)**.

A **massa molar** representa-se por **M** e tem como unidade o grama por mole (**g/mol**). A massa molar de qualquer substância pode ser obtida dividindo a massa, **m** , dessa substância pela quantidade de substância, **n** , correspondente:

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

As reacções químicas podem ser interpretadas qualitativamente e quantitativamente.

Agora vou experimentar

▶ EXPERIÊNCIA 1

AQUECIMENTO E ARREFECIMENTO DO IODO

MATERIAL:

- Balão de vidro com rolha
- Lamparina de álcool
- Tripé e rede metálica
- Iodo
- Caixa de fósforos

PROCEDIMENTO:

1. Introduzir alguns cristais de iodo no balão de vidro e tapar com a rolha.
2. Colocar o balão de vidro num tripé com rede metálica e aquecê-lo à chama de uma lamparina de álcool (Fig. 1).
3. Parar o aquecimento.
4. Registrar as observações efectuadas.
5. Classificar este fenómeno e explicá-lo.



Fig. 1

▶ EXPERIÊNCIA 2

COMBUSTÃO DO ÁLCOOL, DA VELA E DO PAPEL

MATERIAL:

- Lamparina de álcool
- Vela
- Pedaco de papel usado
- Caixa de fósforos
- Cadinho de combustão

PROCEDIMENTO:

1. Destapar a lamparina de álcool e acendê-la usando um fósforo (Fig. 2).
2. Usar a chama da lamparina para acender a vela (Fig. 3).
3. Enrolar um pedaco de papel, acendê-lo usando a lamparina de álcool e colocá-lo num cadinho de combustão (Fig. 4).
4. Deixar que o álcool da lamparina, a vela e o papel ardam até ao fim.
5. Registrar as observações efectuadas.
6. Comparar as combustões realizadas e tirar conclusões.



Fig. 2



Fig. 3

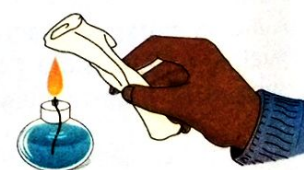


Fig. 4



Atenção! O fogo queima.

▶ EXPERIÊNCIA 3

OBTENÇÃO DO HIDROGÉNIO MOLECULAR (H_2)

MATERIAL:

- Kitasato (matraz com tubuladura lateral)
- Seringa
- Balão de borracha
- Rolha perfurada
- Grânulos de zinco
- Ácido clorídrico

PROCEDIMENTO:

1. Colocar um grânulo de zinco no kitasato.
2. Encher a seringa até 1/3 com ácido clorídrico e introduzi-la na rolha perfurada.
3. Rolhar o kitasato.
4. Adaptar o balão de borracha à tubuladura lateral do kitasato.
5. Pressionar o êmbolo da seringa deixando gotejar o ácido clorídrico sobre o zinco.
6. Registrar as observações efectuadas.
7. Classificar a reacção desta experiência e indicar quais os reagentes e os produtos da reacção.



Fig. 5

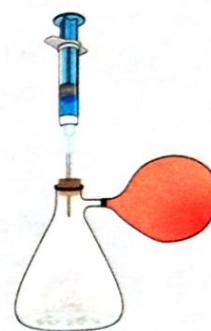


Fig. 6



Atenção! O ácido clorídrico é corrosivo.

▶ EXPERIÊNCIA 4

REACÇÃO DO MAGNÉSIO COM ÁCIDOS

1.ª Parte – Reacção do magnésio com ácido sulfúrico

MATERIAL:

- Kitasato (matraz com tubuladura lateral)
- Seringa
- Balão de borracha
- Rolha perfurada
- Peça de magnésio
- Ácido sulfúrico e ácido clorídrico

PROCEDIMENTO:

1. Colocar um pedaço de magnésio no kitasato.
2. Encher a seringa até 1/3 com ácido sulfúrico e introduzi-la na rolha perfurada.
3. Rolhar o kitasato.
4. Adaptar o balão de borracha à tubuladura lateral do kitasato.
5. Pressionar o êmbolo da seringa deixando gotejar o ácido sulfúrico sobre o magnésio.
6. Registrar as observações efectuadas.
7. Classificar a reacção desta experiência e indicar quais os reagentes e os produtos da reacção.



Atenção! O ácido sulfúrico é corrosivo.

Nota: A montagem experimental será idêntica à da experiência 3, com alteração dos respectivos reagentes.

2.ª Parte – Reacção do magnésio com ácido clorídrico

1. Repetir o procedimento da 1.ª parte substituindo o ácido sulfúrico por ácido clorídrico.



Atenção! O ácido clorídrico é corrosivo.

Nota: A montagem experimental será idêntica à da experiência 3, com alteração dos respectivos reagentes.

▶ EXPERIÊNCIA 5

REACÇÃO DO CARBONATO DE CÁLCIO COM ÁCIDO CLORÍDRICO

MATERIAL:

- Kitasato (matraz com tubuladura lateral)
- Seringa
- Balão de borracha
- Rolha perfurada
- Carbonato de cálcio ou giz
- Ácido clorídrico

PROCEDIMENTO:

1. Colocar uma espátula de carbonato de cálcio no kitasato.
2. Encher a seringa até 1/3 com ácido clorídrico e introduzi-la na rolha perfurada.
3. Rolhar o kitasato.

- Adaptar o balão de borracha à tubuladura lateral do kitasato.
- Pressionar o êmbolo da seringa deixando gotejar o ácido clorídrico sobre o carbonato de cálcio.
- Registrar as observações efectuadas.
- Classificar a reacção desta experiência e indicar quais os reagentes e os produtos da reacção.



Atenção! O ácido clorídrico é corrosivo.

Nota: A montagem experimental será idêntica à da experiência 3, com alteração dos respectivos reagentes.

▶ EXPERIÊNCIA 6

ACÇÃO DA ÁGUA-OXIGENADA SOBRE O ÓXIDO DE MANGANÊS(IV)

MATERIAL:

- Kitasato (matraz com tubuladura lateral)
- Seringa
- Balão de borracha
- Rolha perfurada
- Água-oxigenada
- Óxido de manganês(IV)

PROCEDIMENTO:

- Colocar óxido de manganês(IV) no kitasato.
- Encher a seringa até 1/3 com água-oxigenada e introduzi-la na rolha perfurada.
- Rolhar o kitasato.
- Adaptar o balão de borracha à tubuladura lateral do kitasato.
- Pressionar o êmbolo da seringa deixando gotejar a água-oxigenada sobre o óxido de manganês(IV).
- Registrar as observações efectuadas.
- Classificar a reacção desta experiência e indicar quais os reagentes e os produtos da reacção.

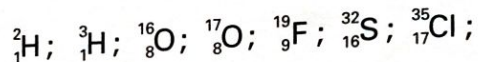
Nota: A montagem experimental será idêntica à da experiência 3, com alteração dos respectivos reagentes.

Actividades

1. Completa o seguinte quadro.

ÁTOMO DO ELEMENTO	N.º DE PROTÕES	N.º DE ELECTRÕES	N.º DE NEUTRÕES	NÚMERO ATÓMICO	NÚMERO DE MASSA
Azoto (N)		7			15
Iodo (I)	53				127
Magnésio (Mg)	12		13		
Potássio (K)			20	19	

2. Considera os seguintes átomos:



2.1. Para cada um deles indica:

- a) o número atómico e o número de massa;
- b) o número de neutrões.

2.2. Dos átomos considerados, quais são isótopos? Justifica.

2.3. O hidrogénio apresenta três isótopos. Representa-os na forma ${}^A_Z\text{X}$, sabendo que um deles não possui nenhum neutrão.

3. O número de protões, de neutrões e de electrões é importante para caracterizares um átomo. Entre as afirmações seguintes assinala com um X as correctas.

- (A) O número atómico corresponde aos neutrões existentes no núcleo.
- (B) O número de massa é a soma dos protões e dos electrões do átomo.
- (C) Isótopos são átomos do mesmo elemento que têm o mesmo número de protões e o mesmo número de massa.
- (D) Isótopos são átomos que diferem apenas no número de neutrões existentes no núcleo.
- (E) Um elemento químico é constituído por átomos com a mesma carga nuclear.

4. Completa o seguinte quadro.

REPRESENTAÇÃO DO IÃO	N.º DE PROTÕES	N.º DE NEUTRÕES	N.º DE ELECTRÕES
${}^{52}_{24}\text{Cr}^{3+}$			
${}^7_3\text{Li}^+$			
${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$			
${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$			
${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$			

5. Considera as espécies químicas ${}_{17}\text{Cl}$ e ${}_{17}\text{Cl}^-$.

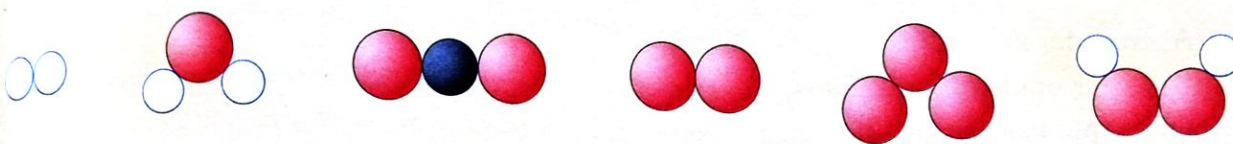
Pode afirmar-se que:

- (A) O ião Cl^- tem mais um protão que o átomo Cl .
- (B) Cl e Cl^- , como têm igual número atómico, têm igual número de electrões.
- (C) O ião Cl^- é mais estável que o átomo Cl .
- (D) Cl e Cl^- são isótopos.

Selecciona a opção correcta.

6. Refere duas propriedades físicas dos metais e duas propriedades físicas dos não-metais.

7. Considera os seguintes modelos moleculares.



7.1. Escreve a fórmula química das substâncias representadas e o respectivo nome.

7.2. Indica as substâncias:

- a) simples;
- b) compostas;
- c) diatómicas;
- d) poliatómicas.

8. Indica o significado qualitativo e quantitativo das seguintes fórmulas químicas:

- (A) NO_2
- (B) C_2H_6
- (C) H_2SO_4

9. Completa o quadro de modo a indicares para cada uma das representações simbólicas:

- a) o seu significado;
- b) o número total de átomos.

REPRESENTAÇÕES SIMBÓLICAS	SIGNIFICADO DOS SIMBOLISMOS	NÚMERO TOTAL DE ÁTOMOS
2H_2	Duas moléculas de hidrogénio	4
O		
3O_2		
3O_3		
S		
2S_8		
8S_8		

10. Consulta a tabela de valências dos elementos químicos da página 62 e completa o seguinte quadro.

ELEMENTOS QUÍMICOS DO COMPOSTO	VALÊNCIA DO 1.º ELEMENTO	VALÊNCIA DO 2.º ELEMENTO	FÓRMULA QUÍMICA DO COMPOSTO
Zn e Cl			
Fe(II) e O			
Al e Br			
K e I			
C e O			

11. Classifica cada um dos seguintes fenómenos em físicos ou químicos.

- (A) Acender um fósforo.
- (B) Cozer um ovo.
- (C) Evaporação do álcool.
- (D) Congelação da água.
- (E) Sublimação da naftalina.
- (F) Combustão da gasolina.
- (G) Digestão dos alimentos.
- (H) Solidificação da parafina (substância de que são feitas as velas).

12. Escreve as equações químicas (acertadas) que traduzem as seguintes reacções.

- a) O ferro (Fe) reage com o oxigénio (O_2) e forma-se óxido de ferro(III) (Fe_2O_3).
- b) Um pedaço de giz ($CaCO_3$) reage com ácido clorídrico (HCl), formando-se dióxido de carbono (CO_2), cloreto de cálcio ($CaCl_2$) e água (H_2O).
- c) O sódio (Na) reage com a água (H_2O), libertando-se hidrogénio (H_2) e formando-se hidróxido de sódio (NaOH).

13. Para cada uma das equações químicas da questão anterior identifica os reagentes e os produtos da reacção.

14. Verifica se as seguintes equações químicas satisfazem a lei da conservação da massa. Caso não satisfaçam efectua o devido acerto.

- a) $C + O_2 \rightarrow CO_2$
- b) $N_2 + O_2 \rightarrow NO$
- c) $P_4 + O_2 \rightarrow P_4O_{10}$
- d) $NH_3 \rightarrow N_2 + H_2$

15. Das equações químicas apresentadas na questão anterior indica as que representam:

- a) reacções de combinação;
- b) reacções de decomposição;
- c) reacções de oxidação-redução.

16. Completa as frases seguintes usando os termos «exotérmica(o)» ou «endotérmica(o)», para torná-las cientificamente correctas.

- (A) Uma dissolução que ocorre com diminuição de temperatura é um fenómeno _____.
- (B) Uma dissolução acompanhada por uma elevação de temperatura é um fenómeno _____.
- (C) Quando friccionas um fósforo numa lixa e este se inflama ocorre uma reacção _____.
- (D) O permanganato de potássio decompõe-se por aquecimento. É uma reacção _____.

17. Completa correctamente as frases seguintes, sabendo as massas atómicas relativas:

$M_A(\text{He}) = 4,0 \text{ u.m.a.}$; $M_A(\text{O}) = 16,0 \text{ u.m.a.}$; $M_A(\text{Mg}) = 24,0 \text{ u.m.a.}$; $M_A(\text{S}) = 32,0 \text{ u.m.a.}$

- (A) A massa de um átomo de oxigénio é _____ vezes maior do que a de um átomo de hélio.
- (B) A massa de um átomo de magnésio é _____ vezes maior do que a de um átomo de hélio.
- (C) A massa de um átomo de enxofre é _____ vezes maior do que a de um átomo de hélio.
- (D) Doze átomos de hélio têm a mesma massa que _____ átomos de magnésio.

18. Determina as massas moleculares relativas das seguintes substâncias:

- a) dióxido de carbono (CO_2);
- b) ácido sulfúrico (H_2SO_4);
- c) amoníaco (NH_3);
- d) metano (CH_4);
- e) sulfato de alumínio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$).

Dados: $M_A(\text{C}) = 12,0 \text{ u.m.a.}$; $M_A(\text{O}) = 16,0 \text{ u.m.a.}$; $M_A(\text{H}) = 1,0 \text{ u.m.a.}$;
 $M_A(\text{S}) = 32,0 \text{ u.m.a.}$; $M_A(\text{N}) = 14,0 \text{ u.m.a.}$; $M_A(\text{Al}) = 27,0 \text{ u.m.a.}$

19. Determina a composição percentual do ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

20. Uma amostra de iodo tem 63,5 g. Determina:

- a) quantas moles de iodo existem nessa amostra;
- b) quantas moléculas de iodo existem nessa porção de substância.
- $M_A(\text{I}) = 127,0 \text{ u.m.a.}$

21. Considera uma amostra de 88,0 g de dióxido de carbono, CO_2 .

- a) Calcula o volume, nas condições PTN, dessa amostra.
- b) Determina o número de átomos de oxigénio existentes nessa amostra.



4

ÁGUA

1. ÁGUA

- 1.1. Ocorrência da água na natureza
- 1.2. Propriedades físicas da água
- 1.3. Composição química da água
- 1.4. Qualidade da água
- 1.5. Fontes e formas de abastecimento de água para consumo humano
- 1.6. Poluição e agentes poluentes da água
- 1.7. Tratamento e conservação da água
- 1.8. Ciclo da água e sua importância

2. ÁGUA COMO SOLVENTE

- 2.1. Solução, solvente e soluto. Substâncias solúveis e não solúveis
- 2.2. Solubilidade, dissolução e diluição
- 2.3. Classificação das soluções quanto à concentração: solução diluída, concentrada, saturada e supersaturada
- 2.4. Concentração mássica, molar e percentual de uma solução

3. HIDROGÉNIO

- 3.1. Breve história do hidrogénio. Ocorrência na natureza
- 3.2. Obtenção do hidrogénio no laboratório e na indústria
- 3.3. Propriedades físicas e químicas do hidrogénio
- 3.4. Aplicações do hidrogénio

4. REACÇÕES REDOX

- 4.1. Processos de oxidação e redução - agentes oxidante e redutor
- 4.2. Importância das reacções redox na técnica para a obtenção e purificação dos metais - produção industrial de ferro, alumínio

5. OXIGÉNIO

- 5.1. Breve história do oxigénio. Ocorrência na natureza
- 5.2. Preparação laboratorial e industrial do oxigénio
- 5.3. Catalisadores: conceito, propriedades físicas e aplicações
- 5.4. Aplicações do oxigénio
- 5.5. Composição do ar e a sua importância como meio de oxidação. Poluição do ar
- 5.6. O ozono e as suas propriedades físicas. Formação, distribuição e importância da camada de ozono

6. ÓXIDOS

- 6.1. Oxidação completa, classificação e a reacção de combustão
- 6.2. Oxidação lenta e factores que a favorecem
- 6.3. Paramento de protecção dos metais

7. COMBUSTÃO

- 7.1. Combustíveis: conceito, condições para a ocorrência de uma reacção de combustão
- 7.2. Combustíveis - energias envolvidas e tipos de combustão. Mecanismos químicos envolvidos em reacções redox e combustão
- 7.3. A cinética da combustão
- 7.4. Inibidores de combustão e explosão
- 7.5. Cálculo de entalpia

4

ÁGUA

Vou aprender

- Ocorrência da água na Natureza
- As propriedades físicas da água
- Qual a composição química da água
- Qualidade da água: potável, salobra e mineral (frias e termais)
- Fontes e formas de abastecimento de água para consumo humano
- Poluição: agentes poluentes da água (substâncias químicas e microrganismos)
- Tratamento e conservação da água
- Doenças causadas pela água contaminada
- Ciclo da água e sua importância

1. Água

1.1. Ocorrência da água na Natureza

A água é a fonte de vida. É graças à sua presença na Terra que existem as plantas, os animais e o Homem. Sem ela o nosso planeta seria deserto, como a Lua, por exemplo.

Uma das questões mais preocupantes da actualidade é a quantidade de água disponível tanto para a vida no planeta Terra como para as actividades económicas da Humanidade.

A água existe desde a formação da Terra, há 4,5 mil milhões de anos. Ela existe numa quantidade global constante na superfície da Terra, na sua atmosfera, no seu subsolo e nos seres vivos que nela habitam (cerca de 70% a 75% do corpo humano é constituído por água). A água existente no planeta não aumenta nem diminui, apenas passa por transformações físicas – o chamado ciclo da água, ou ciclo hidrológico, que iremos descrever mais adiante.



Fig. 1 – A água na superfície terrestre.

A superfície da Terra é coberta por 70% de água, num volume estimado de 1,5 milhões de km³. Porém, cerca de 97,5% dessa água é salgada (oceanos e mares) e imprópria para consumo, a menos que seja dessalinizada, isto é, que lhe sejam removidos os sais para torná-la potável, processo demasiado oneroso para suprir as necessidades deste precioso líquido às grandes populações. Dos restantes 2,5% que correspondem a água doce, grande parte desta aparece sob forma de gelo nos glaciares polares ou então na forma líquida, mas em lençóis subterrâneos ou freáticos e pântanos. A água disponível para os seres vivos estima-se entre 0,3% e 0,5% e situa-se em lagos e rios.

A escassez de água no planeta Terra é bastante preocupante e prevê-se que num futuro não muito longínquo poderá constituir a causa principal de conflitos entre nações. É necessário tomar medidas urgentes para resolver ou pelo menos minimizar este problema mundial e esse papel cabe a todos nós.

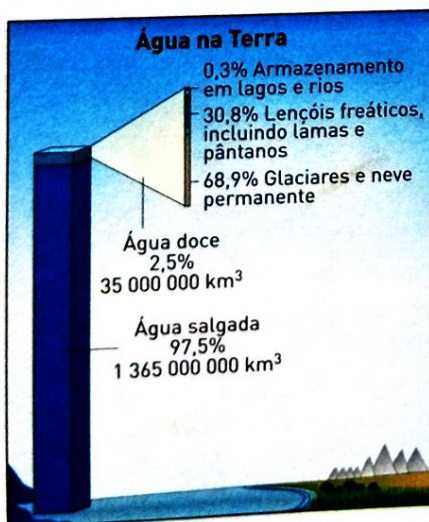


Fig. 2 – Distribuição da água na Terra.

1.2. Propriedades físicas da água

Em condições normais de pressão e temperatura a água pura é um líquido incolor (não tem cor), inodoro (não tem cheiro) e sem sabor.

A água é um composto com grande estabilidade; é designada por solvente universal, uma vez que dissolve grande parte das substâncias inorgânicas e parte das substâncias orgânicas. A água é uma poderosa fonte de energia química, capaz de absorver e libertar mais calor que todas as substâncias comuns.

Quando congelada, a água, ao invés de diminuir o seu volume, como acontece com a maioria das substâncias, expande-se, tornando-se menos densa (a densidade da água líquida é 1 g/cm^3 que é ligeiramente superior à densidade do gelo que é de $0,92 \text{ g/cm}^3$) e, assim, flutua sobre a parte líquida. Por causa dessa propriedade, que é uma exceção à regra, as águas dos rios, lagos e oceanos, ao congelarem, formam camadas de gelo na superfície enquanto o fundo permanece líquido, permitindo que os peixes e plantas sobrevivam.

Ao analisarmos as propriedades das substâncias puras, na unidade 2, referimos que a temperatura de fusão (p.f.) da água é de $0 \text{ }^\circ\text{C}$ (temperatura à qual passa do estado sólido ao estado líquido – fusão) e a temperatura de ebulição (p.e.) é de $100 \text{ }^\circ\text{C}$ (temperatura à qual passa do estado líquido ao estado gasoso – vaporização). Contudo, entre os $0 \text{ }^\circ\text{C}$ e os $100 \text{ }^\circ\text{C}$ ocorre igualmente a transformação de água líquida em vapor, mas de uma forma muito mais lenta do que na ebulição. Este fenómeno é denominado evaporação.

Na Terra a água encontra-se nos três estados de agregação: sólido (gelo), líquido e gasoso (em forma de vapor).



Fig. 5 – Glaciar (sólido).



Fig. 6 – Oceano (líquido).



Fig. 7 – Géiser (gasoso).



Fig. 3 – Temperatura de fusão do gelo.



Fig. 4 – Temperatura de ebulição da água.

Atividades

Explica por que razão a água é uma substância que, no estado sólido, tem um comportamento excepcional.

As mudanças de estado de agregação da água traduzem transformações físicas, ou seja, apesar das alterações físicas sofridas a sua composição química permanece inalterada.

A água tem grande influência nas condições climáticas da Terra. Os oceanos e a humidade do ar regulam a temperatura ambiental, uma vez que absorvem calor do ambiente no tempo quente e transferem calor para o ambiente no tempo frio.

Propriedade físicas da água pura, à temperatura ambiente:

- líquido incolor, inodoro e sem sabor;
- densidade = 1 g/cm³;
- p.f. = 0 °C e p.e. = 100 °C.



Fig. 8 – Modelo molecular da água: a vermelho representa-se um átomo de oxigênio e a branco dois átomos de hidrogênio – H₂O.

1.3. Composição química da água

A água é uma substância composta, cuja unidade estrutural é a molécula constituída por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. A sua fórmula molecular é H₂O.

A água como substância designa-se por **água pura**, ou seja, a água que é constituída apenas por moléculas de água. Contudo, a água pura não existe na Natureza e só é possível obtê-la em laboratório em condições muito rigorosas e difíceis de atingir.

Água pura é aquela que é constituída apenas por moléculas de água (H₂O).

Assim, a água que bebemos todos os dias, que utilizamos para tomar banho e para cozinhar, a água da chuva, dos rios, dos lagos, dos mares, etc., é uma água que, para além de moléculas H₂O, possui também outras substâncias dissolvidas.



Fig. 9 – Diferentes tipos de água: (A) água engarrafada; (B) água da torneira; (C) água da chuva; (D) água do rio; (E) água do mar.

Actividades

O que distingue a água pura da água que consumimos diariamente para beber ou cozinhar?

O tipo de substâncias dissolvidas vai depender da origem da água e podem ser, por exemplo, gases da atmosfera, produtos do arrastamento e da erosão de rochas e solos, produtos resultantes da intervenção humana, etc.

Se observares atentamente um rótulo de uma água engarrafada apercebes-te que nele consta informação relativa aos iões dissolvidos (que se combinam para formar sais, como, por exemplo, o NaCl) na

respectiva água e em que concentrações (grandeza que iremos estudar no ponto 3. desta unidade).

Analisando o rótulo (Fig. 10) verifica-se que existem dissolvidos na água:

- aniões (iões com carga negativa): cloreto, Cl^- , fluoreto, F^- , bicarbonato, HCO_3^- , sulfato, SO_4^{2-} , e nitrato, NO_3^- ;
- catiões (iões com carga positiva): cálcio, Ca^{2+} , magnésio, Mg^{2+} , sódio, Na^+ , e potássio, K^+ .

A água existente na Natureza, para além de moléculas de água, contém outras substâncias dissolvidas.

1.4. Qualidade da água

Como já foi dito anteriormente, a água que existe na Natureza não é pura. Nela encontram-se dissolvidas muitas substâncias: umas são essenciais ao Homem, como alguns sais minerais, enquanto outras são altamente prejudiciais, como os microrganismos patogénicos (vírus, bactérias e outros parasitas).

A água pode ser classificada quanto à sua qualidade em água potável, água salobra ou água mineral.

Considera-se que uma água é potável quando pode ser consumida pelos seres humanos e animais sem riscos de contraírem doenças por contaminação da mesma. Uma água própria para beber deve:

- ser incolor, inodora, fresca e de sabor agradável;
- fazer espuma com o sabão em abundância;
- estar isenta de bactérias ou outros microrganismos patogénicos.

Uma água é salobra quando possui um excesso de sais dissolvidos, principalmente, sais de cálcio e de magnésio, tornando-a imprópria para consumo humano, industrial e agrícola.

A água mineral encontra-se no subsolo a grandes profundidades e é uma água que contém pequenas quantidades de sais minerais dissolvidos (benéficos à vida humana) e é bacteriologicamente sã. Uma água mineral pode ser fria, quando provém das nascentes a uma temperatura até 25°C , ou termal, quando as suas temperaturas são superiores a 25°C .

A água pode ser classificada quanto à sua qualidade em potável, salobra ou mineral.

Actividades

Faz a correspondência correcta entre as duas colunas.

- | | |
|-------------------------|---|
| (A) Água potável | 1 – Imprópria para consumo. |
| (B) Água mineral fria | 2 – Existe na Natureza a temperaturas iguais ou inferiores a 25°C . |
| (C) Água mineral termal | 3 – É a água que bebemos e que sai das torneiras das nossas casas. |
| (D) Água salobra | 4 – Tem fins medicinais devido à sua temperatura superior a 25°C . |

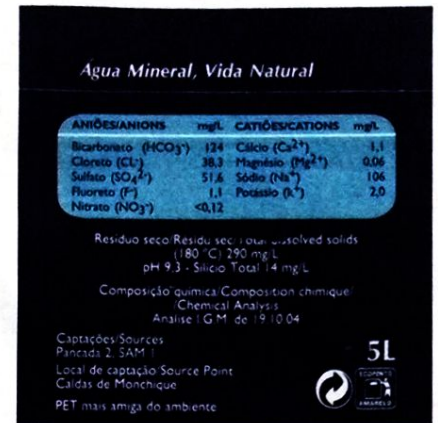


Fig. 10 – Rótulo de uma água engarrafada.



Fig. 11 – Água potável.



Fig. 12 – A água salobra é típica dos estuários.



Fig. 13 – Água mineral termal.

Uma propriedade muito importante de uma água é a sua **dureza**, ou seja, a concentração de sais presentes nessa água, que pode ser de dois tipos: **permanente**, quando provocada pela presença de sulfatos, nitratos, cloretos e outros sais solúveis de cálcio e magnésio; **temporária**, quando provocada pela presença de carbonatos e bicarbonatos de cálcio e magnésio (este tipo de dureza pode ser eliminada através da fervura da água). A soma destes dois tipos de dureza forma a **dureza total**.

A dureza é uma propriedade da água e pode ser permanente, quando provocada por sais solúveis, ou temporária, quando provocada por sais pouco solúveis.

A dureza varia consoante o grau de concentração de sais, principalmente, os de cálcio e de magnésio. Desta forma, as águas são habitualmente consideradas **macias** quando a sua dureza é relativamente baixa (inferior a 75 mg de carbonato de cálcio por litro) e **duras** as que têm valores de dureza superiores. Estas são geralmente águas salobras, pouco recomendáveis para consumo humano, inconvenientes para lavagem (não fazem espuma), apresentam dificuldade em dissolver partículas e, quando aquecidas, incrustam-se formando películas calcárias nas paredes das panelas, máquinas de lavar e caldeiras de aquecimento.

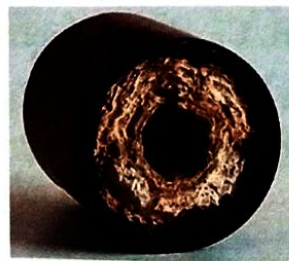


Fig. 14 – Incrustações calcárias em tubagens devido à dureza da água.

Conforme a concentração de sais que contêm, em miligramas de carbonato de cálcio por litro, as águas podem ser consideradas macias ou duras.

1.5. Fontes e formas de abastecimento de água para consumo humano

A água potável que consumimos provém de fontes naturais como as nascentes de águas minerais frias e termais e, principalmente, dos rios, dos lagos e dos poços artificiais.

Em Moçambique, apesar dos significativos progressos registados ao longo dos últimos anos, estima-se que pouco mais de um terço da população tenha acesso a água potável e que pouco mais de 45% ao saneamento adequado. A grande maioria da população consome água não tratada, directamente de rios, lagos e poços.

1.6. Poluição: agentes poluentes da água

Um dos principais problemas deste século, para além da sua falta, é a crescente contaminação da água. As pessoas utilizam a água não apenas para beber, mas também para eliminar todo o tipo de impurezas. Infelizmente, a maior parte da água existente na Terra está contaminada. A poluição da água é tal que já não pode ser ingerida directamente no seu estado natural.

Os poluentes da água, mais importantes e graves, são:

- **Poluentes orgânicos:** são biodegradáveis e provêm da agricultura (adubos, restos de seres vivos) e das actividades domésticas (papel, excrementos, sabões) que acumulados em excesso produzem a eutrofização das águas (fenómeno causado pelo excesso de nutrientes que leva à proliferação excessiva de algas que, ao entrarem em decomposição, aumentam o número de microrganismos e a consequente deterioração da qualidade da água).
- **Poluentes biológicos:** são todos aqueles microrganismos capazes de provocar doenças, tais como o vibrião da cólera, a *Amoeba hystolitica* da amebíase, a *Salmonella typhy* da febre tifóide, o *Plasmodium* da malária, a *Wuchereria bancrofti* da filariase, os vírus (como o da hepatite) e os vermes (como os *Platyhelminthes* da bilharziose). A água é contaminada pelos excrementos dos doentes e o contágio ocorre quando esta é bebida.
- **Poluentes químicos:** os mais perigosos são os resíduos tóxicos, como os pesticidas do tipo DDT (chamados organoclorados), porque tendem a acumular-se no corpo dos seres vivos. São também perigosos os metais pesados (chumbo, mercúrio) utilizados em certos processos industriais, por se acumularem no organismo.

Os poluentes da água podem ser de três tipos: orgânicos, biológicos e químicos.

Segundo a OMS, Organização Mundial de Saúde, cerca de 10 milhões de pessoas morrem anualmente de doenças transmitidas pela água. As perspectivas para este século indicam um cenário de escassez de água até ao ano 2050.

PREVISÕES	1999	2050
População mundial	6,0 mil milhões	9,4 mil milhões
Suficiência	92%	58%
Insuficiência	5%	24%
Escassez	3%	18%

Revista *Veja*, Dez. 1998



Fig. 15 – Eutrofização da água.



Fig. 16 – A malária é uma das doenças causadas pela poluição da água.

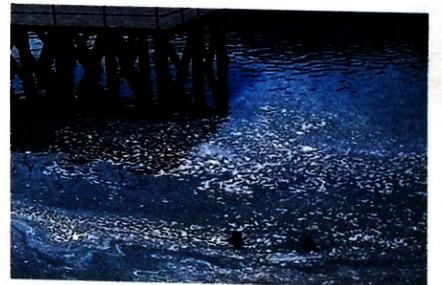


Fig. 17 – Resíduos tóxicos lançados na água.

Actividades

Dá um exemplo de um poluente orgânico, de um poluente biológico e de um poluente químico.

Sem pensar nas consequências, o lixo é abandonado na rua, em terrenos baldios, nas margens de rios e lagos; as águas da chuva arrastam para os cursos de água os pesticidas aplicados nas lavouras; as indústrias despejam os seus resíduos poluentes nos rios, lagos e mares.

Desde a Antiguidade que os mares são os receptores naturais de grandes quantidades de resíduos. O Mediterrâneo, o mar do Norte, o canal da Mancha e os mares do Japão são alguns dos mais contaminados do mundo. Os agentes contaminantes que trazem maior risco ao ecossistema marinho são:

- Os acidentes com barcos petroleiros que provocam grandes desastres ecológicos, poluindo a água do mar.
- Os produtos químicos procedentes da actividade humana, que chegam ao mar por meio da chuva e dos rios ou das águas residuais.

1.7. Tratamento e conservação da água

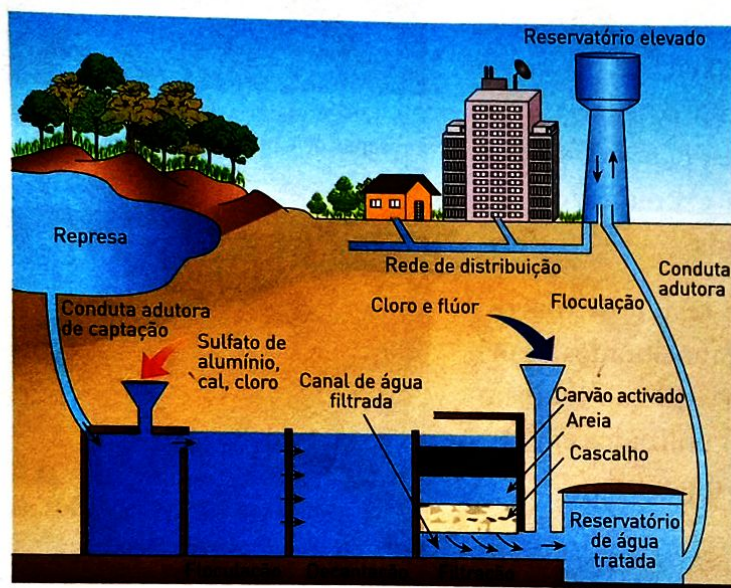


Fig. 18 – Esquema de captação e abastecimento de água.

O sistema de captação e abastecimento de água potável engloba um conjunto de estruturas, equipamentos e instrumentos destinados a captar, tratar e distribuir a água para consumo humano em quantidade e qualidade adequadas, e que segue as seguintes etapas:

- 1.^a Etapa de tratamento inicial, que pode ser feita por **peneiração**, que elimina as impurezas de maiores dimensões.
- 2.^a Etapa de **coagulação** – a água bruta, logo ao entrar na estação de tratamento, recebe uma dosagem de cloreto férrico ou de sulfato de alumínio, em tanques de betão, que faz com que as partículas de impurezas sólidas (sedimentos), sobretudo argila, iniciem um processo de aglomeração.
- 3.^a Segue-se a **floculação**, com a formação de flocos mais pesados de impurezas e a sua **sedimentação**, depositando-se, pela acção da gravidade, no fundo dos tanques.
- 4.^a Na etapa de **filtração** a água passa por filtros com camadas diversas de seixos (pedra de rio) e de areia, com granulações diversas, e de antracite (carvão mineral), para reter as impurezas mais finas que não foram retidas nas fases anteriores.
- 5.^a A etapa da **aeração** consiste em borbular ar na água para retirar substâncias voláteis responsáveis pelo mau cheiro, como, por exemplo, o ácido sulfídrico.

6.ª Na etapa de **desinfecção** da água, também conhecida como **cloração**, um composto oxidante, como, por exemplo, o hipoclorito de sódio (água sanitária), é usado como bactericida e fungicida, para destruir esses microrganismos presentes na água.

7.ª Alguns países incluem a **fluoração**, ou seja, a adição de compostos fluorados (geralmente, fluoretos e/ou fluorsilicatos de amónio ou de sódio), para reduzir a incidência da cárie dentária, especialmente nos consumidores dos zero aos 12 anos de idade, período de formação dos dentes.

8.ª A última etapa de tratamento da água é a correção de pH, pela adição de cal hidratada ou barrilha leve (carbonato de sódio), para uma neutralização adequada à protecção da tubagem da rede.

A água é bombeada para reservatórios de elevação para posteriormente ser distribuída às populações através do sistema de abastecimento da água.

Outras técnicas de tratamento da água

A técnica usual de purificação da água para consumo caseiro é o aquecimento até ao ponto de ebulição (fervura) para matar a maior parte dos microrganismos patogénicos que nela possam existir.

Porém, este método nem sempre é seguro pois, por exemplo, não elimina o vírus da hepatite A que só é destruído a mais de 120 °C. A utilização de filtros de água é recomendável para, sobretudo, águas turvas; em alguns casos o uso de carvão de lenha também é uma técnica usual, pois absorve diversos compostos, inclusive alguns tóxicos.

Para os trabalhos de cariz científico, nos laboratórios escolares, hospitalares e industriais, a purificação da água é feita por destilação, que envolve os processos de vaporização e condensação.

As águas contaminadas com numerosas substâncias recebem o nome de **águas residuais**. Se as águas residuais vão para os rios e mares, as substâncias que elas transportam vão-se acumulando e isto traz graves riscos para a sobrevivência dos organismos aquáticos (peixes e plâncton). Para eliminar da água os agentes poluentes, que representam um grande risco para a saúde, tornando-a potável, é necessário tratá-la. Apesar de o tratamento da água ser um processo bastante oneroso e complexo, em alguns países, as águas residuais, das indústrias e das residências, são tratadas antes de serem escoadas para os rios e mares. Estas águas recebem o nome de **depuradas** e, geralmente, não são potáveis. A depuração da água pode ter apenas uma fase de eliminação das substâncias poluentes, caso retorne ao rio ou ao mar, ou pode ser seguida de uma fase de tratamento completa (física, química e microbiológica), caso se destine ao consumo humano.



Fig. 19 – Fervura da água para eliminar microrganismos.



Fig. 20 – Esgoto de águas residuais não tratadas.

Actividades

Explica por que razão o tratamento da água é mais eficaz através dos sistemas de captação e abastecimento de água do que através da simples fervura da água.

1.8. Ciclo da água e sua importância

Sabemos que a vida, como nós a conhecemos, não existe sem a água. Todos os organismos contêm água, o constituinte mais abundante na célula, que participa directamente nos principais processos vitais. Por exemplo, na fotossíntese, processo básico da vida, a água e o dióxido de carbono são usados para a síntese da glicose, o principal nutriente energético da célula. O transporte dos sais minerais, dos gases respiratórios (O_2 e CO_2) e de outras substâncias usadas como nutrientes, para dentro ou para fora da célula, é feito em soluções aquosas. É da água que depende a regulação da temperatura do corpo, através da expulsão de parte do calor interno pelo suor.

Como fizemos referência no ponto 1.1. desta unidade, estima-se que cerca de 70% a 75% do corpo humano é formado por água. Destes, perdem-se por dia, em condições normais, cerca de 2,5 litros pela urina e durante a respiração (expiração), transpiração e evacuação. A reposição diária da água é feita pela ingestão de aproximadamente 1,5 litros de líquidos e o restante pela ingestão de alimentos diversos.

As pesquisas demonstram que a ingestão de água potável é um dos mais importantes factores para a conservação da saúde, prevenção das doenças e protecção do organismo contra o envelhecimento.

É importante salientar que a água é essencial para que todos nós possamos manter a nossa higiene pessoal e colectiva, proporcionando um bem-estar pessoal e colectivo. O cumprimento das regras de higiene é a melhor forma de evitar doenças, inclusive epidemias.

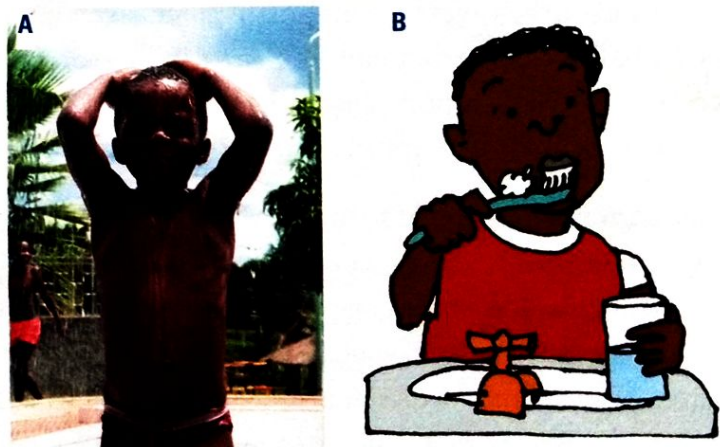


Fig. 21 – Regras básicas de higiene: (A) tomar banho todos os dias; (B) lavar os dentes depois das refeições.

O maior uso de água potável, no entanto, é feito pelo sector agropecuário, que consome mais de 2/3 deste precioso líquido para a irrigação das plantações e a criação dos animais. Na indústria, a água é utilizada para gerar vapor, limpar e arrefecer equipamentos e como matéria-prima. Outras utilizações da água são na geração de energia (energia hidráulica), no transporte e no lazer.

O ciclo da água

Entre a atmosfera e a Terra, a água realiza, há milhões de anos, um trajecto conhecido como **ciclo da água** que pode ser dividido em curto e longo.

No **ciclo curto**, intervêm a água existente na atmosfera e na Terra. Com a ocorrência de precipitação a água pode cair directamente no oceano ou cair na Terra e atingir o oceano através de rios e lençóis freáticos. Durante essas etapas parte da água é evaporada para a atmosfera e condensada na forma de nuvens, repetindo o ciclo.

No **ciclo longo**, também conhecido como ciclo biogeoquímico, entre a atmosfera e a Terra interpõem-se os seres vivos, obtendo e eliminando água. As plantas retiram água do solo, absorvendo-a através das raízes, enquanto que a maioria dos animais a ingere. Uma parte da água absorvida ou ingerida é incorporada na estrutura desses organismos e volta ao meio ambiente quando eles sofrem a decomposição.

Plantas e animais terrestres, continuamente, perdem água para a atmosfera: as plantas, através da transpiração, que ocorre, principalmente, através das folhas; os animais, através da pele e pelos sistemas digestivo, respiratório e urinário.

Assim, toda a água incorporada por um ser vivo acaba por voltar para a atmosfera.

A acção do Sol inicia este ciclo, aquecendo a água dos mares, lagos, rios, causando evaporação. O vapor sobe para a atmosfera, levado pelos ventos, encontra temperaturas mais baixas que unem as partículas de água, formando as nuvens. Quando estas estão muito pesadas, ou encontram uma barreira (como uma montanha, por exemplo), dá-se a precipitação, que pode ser de chuva ou neve. É o caminho da água, saindo e voltando à Terra.

Se a água precipita do céu como chuva ou neve, caindo a maior parte no mar, retorna à atmosfera através da evaporação. Uma pequena parte da água que cai na Terra é retida e absorvida pela vegetação ou outros organismos e a maior parte corre para o mar, seja como água de escoamento superficial ou como água subterrânea. Na direcção inversa, o vapor de água é levado por correntes atmosféricas do mar para a Terra e o ciclo completa-se com novas precipitações. As precipitações que caem no solo representam a renovação deste precioso recurso do qual depende a vida na Terra.

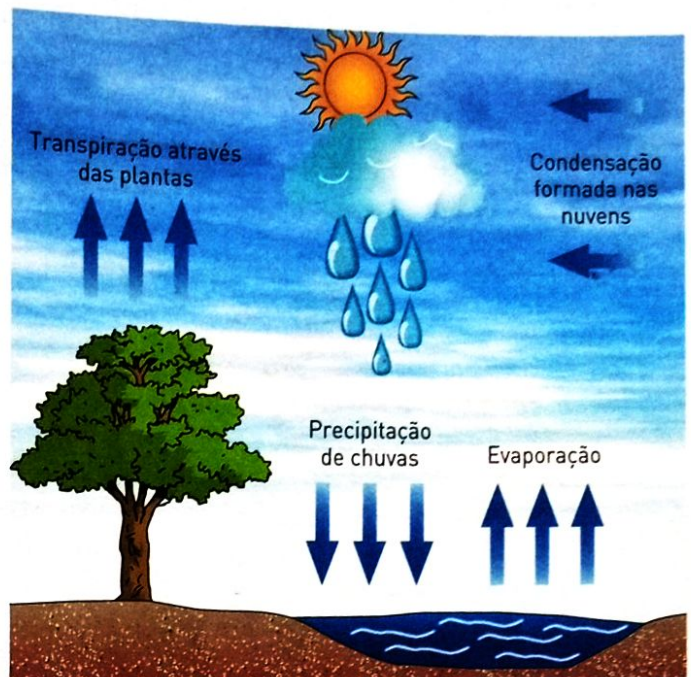


Fig. 22 – O ciclo natural da água na Terra.

Como economizar água

- Cada indivíduo gasta em média cerca de 300 litros de água por dia, duas vezes mais do que o suficiente para suprir todas as necessidades. Apenas em 5 minutos de banho gastam-se 70 litros de água.
- Podemos economizar a água se não demorarmos muito tempo no chuveiro e se ao escovar os dentes não deixarmos a água correr, abrindo a torneira somente para enxaguar a boca.
- As torneiras devem permanecer sempre bem fechadas, sem fugas nem gotejamentos (Fig. 23).
- Deve-se lavar o carro com balde em vez de mangueira. Com a mangueira gasta aproximadamente 600 litros de água enquanto que com o balde consome cerca de 60 litros (Fig. 24).



Fig. 23 – Torneira a gotejar.

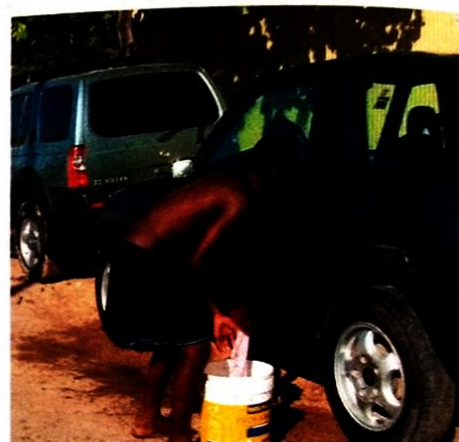


Fig. 24 – Lavagem do carro com balde.

As mais bonitas imagens da Terra, aquelas que são agradáveis aos olhos, à imaginação, as que são um convite ao relaxamento, têm sempre a água na sua composição: as ondas do mar, as cachoeiras, um riacho cristalino, a neve sobre as montanhas, os lagos espelhados, a chuva caindo sobre as plantas, o orvalho...

A ciência tem demonstrado que a vida começou na água e que ela constitui a matéria predominante nos organismos vivos. É impossível imaginar um tipo de vida em sociedade que dispense o uso da água: água para beber e cozinhar; para a higiene pessoal e do lugar onde vivemos; para uso industrial; para irrigação das plantações; para produção de energia; para navegação; etc.

A água é um elemento essencial à vida. Mas a água potável não está disponível infinitamente. Ela é um recurso limitado. Parece inacreditável, já que existe tanta água no planeta!

A “Declaração Universal dos Direitos da Água” foi redigida pela ONU em 22 de Março de 1992. O texto merece profunda reflexão por todos os amigos e defensores do planeta Terra, todos os dias.

DECLARAÇÃO UNIVERSAL DOS DIREITOS DA ÁGUA

1. A água faz parte do património do planeta. Cada continente, cada povo, cada nação, cada região, cada cidade, cada cidadão é plenamente responsável aos olhos de todos.
2. A água é a seiva do nosso planeta. Ela é condição essencial de vida de todo o ser vegetal, animal ou humano. Sem ela não poderíamos conceber a atmosfera, o clima, a vegetação, a cultura ou a agricultura.
3. Os recursos naturais de transformação da água em água potável são lentos, frágeis e muito limitados. Assim sendo, a água deve ser manipulada com racionalidade, precaução e parcimónia.
4. O equilíbrio e o futuro do nosso planeta dependem da preservação da água e dos seus ciclos. Estes devem permanecer intactos e a funcionar normalmente para garantir a continuidade da vida sobre a Terra. Este equilíbrio depende, em particular, da preservação dos mares e oceanos, por onde os ciclos começam.
5. A água não é somente herança dos nossos antecessores; ela é, sobretudo, um empréstimo aos nossos sucessores. A sua protecção constitui uma necessidade vital, assim como a obrigação moral do Homem para com as gerações presentes e futuras.
6. A água não é uma doação gratuita da Natureza; ela tem um valor económico: precisa-se saber que ela é, algumas vezes, rara e dispendiosa e que pode muito bem escassear em qualquer região do Mundo.
7. A água não deve ser desperdiçada, nem poluída, nem envenenada. De maneira geral, a sua utilização deve ser feita com consciência e discernimento para que não se chegue a uma situação de esgotamento ou de deterioração da qualidade das reservas actualmente disponíveis.
8. A utilização da água implica respeito pela lei. A sua protecção constitui uma obrigação jurídica para todo o homem ou grupo social que a utiliza. Esta questão não deve ser ignorada nem pelo Homem nem pelo Estado.
9. A gestão da água impõe um equilíbrio entre os imperativos da sua protecção e as necessidades de ordem económica, sanitária e social.
10. O planeamento da gestão da água deve ter em conta a solidariedade e o consenso devido à sua distribuição desigual na Terra.

RESUMO

Na Terra a água encontra-se nos três estados de agregação: sólido (gelo), líquido e gasoso (em forma de vapor).

Propriedade físicas da água pura, à temperatura ambiente:

líquido incolor, inodoro e sem sabor; densidade = 1 g/cm³; p.f. = 0 °C e p.e. = 100 °C.

Água pura é aquela que é constituída apenas por moléculas de água (H₂O).

Uma **água** é **potável** quando pode ser consumida pelos seres humanos e animais sem riscos de contraírem doenças por contaminação da mesma.

Uma **água** é **salobra** quando possui um excesso de sais dissolvidos, principalmente, sais de cálcio e de magnésio, tornando-a imprópria para consumo humano, industrial e agrícola.

Uma **água mineral** encontra-se no subsolo a grandes profundidades, contém pequenas quantidades de sais minerais dissolvidos (benéficos à vida humana) e é bacteriologicamente sã. Uma água mineral pode ser **fria** quando provém das nascentes a uma temperatura até 25 °C, ou **termal**, quando as suas temperaturas são superiores a 25 °C.

A **dureza** é uma propriedade da água que pode ser permanente, provocada por sais solúveis, ou temporária, provocada por sais pouco solúveis.

Conforme a concentração de sais que contêm, em miligramas de carbonato de cálcio por litro, as águas podem ser consideradas **macias** ou **duras**.

Os **poluentes** da água podem ser de três tipos: **orgânicos**, **biológicos** e **químicos**.

Vou aprender

- O que é uma solução: solvente e soluto
- O que são substâncias solúveis e não solúveis
- Conceito de solubilidade, dissolução e diluição
- A classificar as soluções quanto à sua concentração: solução diluída, concentrada, saturada e supersaturada
- A concentração mássica, molar e percentual de uma solução
- Cálculos de concentração molar e percentual de uma solução

2. Água como solvente

2.1. Solução: solvente e soluto. Substâncias solúveis e não solúveis

A água natural, como já verificámos, é constituída, para além de moléculas de água, por outras substâncias (sais e microrganismos) nela dissolvidos, ou seja, trata-se de uma mistura de substâncias. Contudo, quando olhas para a água não consegues distinguir os diferentes componentes da mistura, uma vez que formam uma dispersão de partículas uniformemente distribuídas. Logo, a água natural é uma **mistura homogénea** ou **solução**.

Na **solução** de água natural, as moléculas de água constituem o meio dispersante, o líquido ou a espécie química que se encontra em maior quantidade – designam-se por **solvente**. Os componentes dissolvidos ou dispersos na solução são designados por **solutos**, que neste caso são as restantes substâncias.

Uma solução pode, ainda, ser caracterizada por formar um sistema homogéneo (a olho nu e ao microscópio) e por ser impossível separar o soluto do solvente por processos físicos (o soluto não pode ser filtrado da solução, nem por membranas, e não se sedimenta, mesmo por acção de ultracentrifugadores). O soluto e o solvente formam uma única fase.

As soluções são misturas homogéneas de solutos e solventes e, por isso, formam sistemas monofásicos.

São, usualmente, consideradas soluções os sistemas homogéneos líquidos, ou seja, sistemas cujos solventes são líquidos. Por exemplo: gasolinas, xaropes, soros, fluidos fisiológicos, detergentes, anestésicos, vinagres, bebidas, desinfectantes, etc. Entre elas, as soluções aquosas têm um papel muito importante.

Contudo, também existem soluções sólidas e gasosas. As ligas metálicas são exemplo de soluções sólidas, como, por exemplo, o aço, o bronze, o latão, etc. Um exemplo de uma solução gasosa é o ar (mistura de gases, na sua maioria, azoto e oxigénio).

Nem todas as substâncias (solutos) reagem da mesma forma quando postas em contacto com determinado solvente. Algumas são **solúveis** e outras são **insolúveis** ou **muito pouco solúveis**. Por exemplo, no mesmo solvente, a água, o açúcar é solúvel, mas a farinha é muito pouco solúvel.

São muitas as substâncias solúveis em água, daí a designação da água como **solvente universal**; algumas substâncias são solúveis em solventes orgânicos e outras, ainda, são muito pouco solúveis ou praticamente **insolúveis**, mesmo com a variação da temperatura.

em todos os solutos reagem da mesma forma quando postos em contacto com determinado solvente: podem ser solúveis, insolúveis ou muito pouco solúveis.

2. Solubilidade, dissolução e diluição

Solubilidade é a propriedade que as substâncias têm de se dissolverem espontaneamente numa outra substância, em função da temperatura. Por outras palavras, entende-se **solubilidade** como a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida num certo volume de solvente, a uma dada temperatura. Na ausência de indicações contrárias, admite-se que o solvente é a água, num volume de 100 mL e à temperatura de 25 °C.

Solubilidade é a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida num certo volume de solvente, a uma dada temperatura.

Obviamente, a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida depende, também, do tipo de sal em questão, o que é o mesmo que dizer que a solubilidade difere de composto para composto. Na tabela seguinte encontram-se valores de solubilidade de algumas substâncias, em g de soluto por 100 g de água, a 20 °C.

SUBSTÂNCIA	SOLUBILIDADE (g / 100 g DE ÁGUA, A 20 °C)
Cloreto de sódio	36,0
Nitrato de prata	31,6
Sulfato de cálcio	0,2
Cloreto de prata	0,0014

Existem dois conceitos em Química que são frequentemente confundidos e que têm significados diferentes: dissolução e diluição.

Dissolução é o acto de misturar um soluto num solvente; trata-se da desagregação das partículas do soluto, por interacção com as partículas do solvente, distribuindo-se pelos espaços vazios deste.

Diluição é o acto de tornar uma solução menos concentrada em partículas de soluto através do aumento da quantidade de solvente nesta; a quantidade de soluto permanece constante mas a concentração da solução altera-se (diminui).

2.3. Classificação das soluções quanto à concentração:

solução diluída, concentrada, saturada e supersaturada

Já reparaste, por exemplo, quando estás a adoçar o teu leite, que, à medida que vais adicionando o açúcar, o leite vai progressivamente tornando-se mais doce. E que, ao preparares um refresco de limão, quanto mais sumo de limão adicionares à água, mais intenso fica o refresco em termos de sabor. Todas estas situações estão directamente relacionadas com a concentração de uma solução.

Actividades

1. Comenta a seguinte frase: "A água é um solvente universal".

Actividades

2. Em Química, dissolução e diluição são conceitos diferentes. Justifica esta afirmação.



Fig. 25 – (A) Solução diluída; (B) solução concentrada.

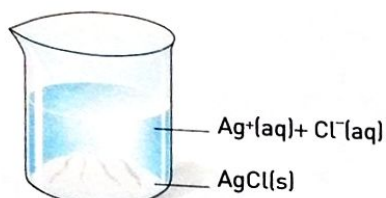


Fig. 26 – Solução saturada.

Assim, de acordo com as proporções de soluto, para um determinado solvente e temperatura, as soluções podem ser classificadas em:

- **Solução insaturada** (ou solução não saturada) – é aquela que contém menos soluto do que aquele que o solvente é capaz de dissolver. Em relação à proporção entre soluto e solvente, uma solução não saturada pode ser considerada:

diluída – aquela cuja proporção entre soluto e solvente é menor. A diluição de uma solução é tanto maior quanto menos soluto estiver dissolvido num determinado volume de solvente;

concentrada – aquela cuja proporção entre soluto e solvente é maior. A concentração de uma solução é tanto maior quanto mais soluto estiver dissolvido num determinado volume de solvente.

- **Solução saturada** – é aquela que contém a quantidade máxima de soluto que é capaz de dissolver numa determinada quantidade de solvente, a uma dada temperatura. Toda a quantidade extra de soluto que for adicionada não será dissolvida e o excesso ficará precipitado no fundo do recipiente.

- **Solução sobressaturada** (ou supersaturada) – é aquela que contém mais soluto do que aquele que consegue dissolver. Isto só acontece quando a solução é submetida a uma temperatura em que a sua solubilidade é maior. Dependendo do caso, a solução é, cuidadosamente, arrefecida ou aquecida de modo a reduzir a solubilidade. O soluto permanece dissolvido, mas a solução torna-se extremamente instável. Qualquer vibração faz precipitar a quantidade dissolvida de soluto em excesso e esta deposita-se no fundo do recipiente.

As soluções podem ser classificadas em insaturadas, saturadas ou sobressaturadas, consoante a sua concentração.

Actividades

Faz a correspondência correcta entre as duas colunas.

- | | |
|----------------------------|---|
| (A) Solução saturada | 1 – Contém excesso de soluto que não se dissolve. |
| (B) Solução insaturada | 2 – Contém menos soluto do que aquele que é capaz de dissolver. |
| (C) Solução diluída | 3 – A proporção entre soluto e solvente é maior. |
| (D) Solução sobressaturada | 4 – Contém o máximo de soluto que é capaz de dissolver. |
| (E) Solução concentrada | 5 – A proporção entre soluto e solvente é menor. |

2.4. Concentração mássica, molar e percentual de uma solução

► Concentração mássica de uma solução

A concentração das soluções pode ser expressa de diversas formas, baseadas na relação soluto/solução. Matematicamente, a unidade usual para concentração é gramas de soluto por litro de solução (g/L), logo, a **concentração mássica** é o quociente entre a massa de soluto, m , em gramas, e o volume de solução, V , em litros.

$$c = \frac{m}{V}$$

Exemplo:

Foram dissolvidos 3,0 g de cloreto de sódio em água até completar meio litro de solução. Determine a concentração mássica da solução.

$$m = 3,0 \text{ g} \qquad c = \frac{m}{V} = \frac{3,0 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} = 6,0 \text{ g/L}$$

$$V = 0,5 \text{ L}$$

R.: A concentração da solução será de seis gramas de sal por litro de solução.

► Concentração molar

A **concentração molar** é o quociente entre a quantidade de soluto, n , em moles, e o volume de solução, V , em litros. A unidade de concentração molar será, então, moles por litro, ou seja, mol/L.

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

Por outras palavras, a concentração molar exprime o número de moles de soluto contido num litro de solução. Isto significa que:

- uma concentração de um molar ($1 \text{ M} = 1 \text{ mol/L}$) é a quantidade de uma mole de soluto contida num litro de solução;
- uma concentração de dois molares ($2 \text{ M} = 2 \text{ mol/L}$) é a quantidade de duas moles de soluto contidas num litro de solução, etc.

Dado que a quantidade de soluto (n) é o quociente entre a massa (m) e a massa molar (M), pode deduzir-se a seguinte expressão para concentração molar:

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

que, substituindo em $c_M = \frac{n}{V}$

$$c_M = \frac{m}{MV}$$

Exemplo:

Qual é a concentração molar de 350 mL de uma solução aquosa que contém 2,8 g de hidróxido de sódio?

$$m_{\text{NaOH}} = 2,8 \text{ g}$$

$$M_{\text{NaOH}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$V_{\text{solução}} = 350 \text{ mL} = 0,35 \text{ L}$$

$$c_M = \frac{m}{MV} = \frac{2,8 \text{ g}}{40 \text{ g/mol} \times 0,35 \text{ L}} = \frac{2,8 \text{ g/mol}}{14 \text{ g/L}} = 0,2 \text{ mol/L} = 0,2 \text{ M}$$

R.: A concentração da solução de hidróxido de sódio é de 0,2 mol/L ou 0,2 M.

► Concentração percentual

A **concentração percentual**, ou percentagem de uma solução, exprime a razão entre a massa (ou volume) de um dos componentes, soluto ou solvente, em 100 unidades da solução, expressas em massa/massa (ou volume/volume).

Se representarmos por «A» e «B» os componentes soluto e solvente, respectivamente, a massa total da solução, dada pela soma das massas dos componentes, é igual a $m_A + m_B$.

A expressão da concentração percentual de massa de uma solução em relação ao soluto, para o caso mais simples de uma solução binária (2 componentes: 1 soluto e 1 solvente), pode escrever-se:

$$c_P = \frac{m_A}{m_A + m_B} \times 100 (\%)$$

Exemplo:

Foram dissolvidos 3,0 g de cloreto de sódio em água até completar 0,5 L de solução. Determine a concentração percentual do sal na solução.

$$m_A = 3,0 \text{ g}$$

$$V = 500 \text{ mL}$$

Considerando a densidade da água 1 g/mL:

$$\rho = \frac{m}{V} \Leftrightarrow 1 \text{ g/mL} = \frac{m}{500 \text{ mL}} \Leftrightarrow m = 500 \text{ g}$$

$$c_P = \frac{3,0 \text{ g}}{500 \text{ g}} \times 100\% = 0,6\%$$

R.: A concentração percentual da solução é de 0,6% de sal.

O quadro seguinte resume as expressões de concentração de uma solução binária, por exemplo, do tipo A (soluto) + B (solvente).

GRANDEZAS	EXPRESSÕES	UNIDADES
Concentração mássica	$c = \frac{m_A}{V_{A+B}}$	g/L ou g/mL
Concentração molar ou molaridade	$c_M = \frac{n_A}{V_{A+B}}$	mol/L ou M
Concentração percentual	$c_P = \frac{m_A}{m_A + m_B} \times 100$	%

Actividades

Determina:

- a concentração mássica de uma solução com 90 g de cloreto de sódio (NaCl) em 250 mL de água;
- a concentração molar de uma solução com 50 g de açúcar (sacarose - $C_{12}H_{22}O_{11}$) em 100 mL de água;
- a concentração percentual de cloreto de potássio (KCl) numa solução com 5 mol deste sal em 500 mL de água.

Dados:

$M_M(H) = 1,01 \text{ u}$; $M_M(C) = 12,01 \text{ u}$; $M_M(O) = 16,00 \text{ u}$; $M_M(Na) = 23,00 \text{ u}$; $M_M(Cl) = 35,45 \text{ u}$; $M_M(K) = 39,10 \text{ u}$

$\rho_{\text{água}} = 1 \text{ g/mL}$

RESUMO

As **soluções** são misturas homogéneas de solutos e solventes e, por isso, formam sistemas monofásicos.

Nem todos os solutos reagem da mesma forma quando postos em contacto com determinado solvente: podem ser **solúveis**, **insolúveis** ou **muito pouco solúveis**.

Solubilidade é a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvido num certo volume de solvente, a uma dada temperatura.

Dissolução é o acto de misturar um soluto num solvente.

Diluição é o acto de tornar uma solução menos concentrada em partículas de soluto através do aumento da quantidade de solvente.

As soluções podem ser classificadas em **insaturadas** (concentradas ou diluídas), **saturadas** ou **sobressaturadas**, consoante a sua concentração.

A **concentração mássica** é o quociente entre a massa de soluto, m , em gramas, e o volume de solução, V , em litros.

$$c = \frac{m}{V} \text{ (g/L)}$$

A **concentração molar** é o quociente entre a quantidade de soluto, n , em moles, e o volume de solução, V , em litros.

$$c_M = \frac{n}{V} \text{ (mol/L)}$$

A **concentração percentual**, ou percentagem de uma solução, exprime a razão entre a massa (ou volume) de um dos componentes, soluto ou solvente, em 100 unidades da solução, expressas em massa/massa (ou volume/volume).

$$c_P = \frac{m_A}{m_A + m_B} \times 100 \text{ (%)}$$

Vou aprender

- A história da descoberta do hidrogénio e a sua ocorrência na Natureza
- Como se obtém hidrogénio no laboratório e na indústria
- Quais as propriedades físicas e químicas do hidrogénio
- As aplicações do hidrogénio

3. Hidrogénio

3.1. Breve história do hidrogénio. Ocorrência na Natureza

O hidrogénio passou a ser conhecido como elemento a partir de 1766, ano em que **Henry Cavendish**, na Inglaterra, obteve o elemento quando trabalhava com metais e ácidos fortes. Cavendish isolou o hidrogénio gasoso e ao estudá-lo observou que este explodia quando aquecido em contacto com o ar, descrevendo-o como «ar inflamável».



Fig. 27 – Henry Cavendish.

O químico **Joseph Priestley** notou que, após a explosão, o tubo da experiência ficava com as paredes húmidas. Cavendish investigou a substância formada e provou que o hidrogénio reagia com o oxigénio do ar e que a humidade das paredes do tubo se tratava de água – composto formado por oxigénio e hidrogénio.



Fig. 28 – Joseph Priestley.

Mais tarde, em 1781, foi Antoine Laurent Lavoisier que denominou este gás de hidrogénio que significa, do grego, gerador de água (*hydros*, água e *gennein*, gerar).

- O hidrogénio é o elemento químico mais abundante do Universo. Estima-se que cerca de 75% de toda a massa do Universo seja de hidrogénio e que 90% dos átomos nele existentes são de hidrogénio. Porém, no planeta Terra o hidrogénio não é tão abundante. Ele representa apenas 0,9% da massa do nosso planeta.

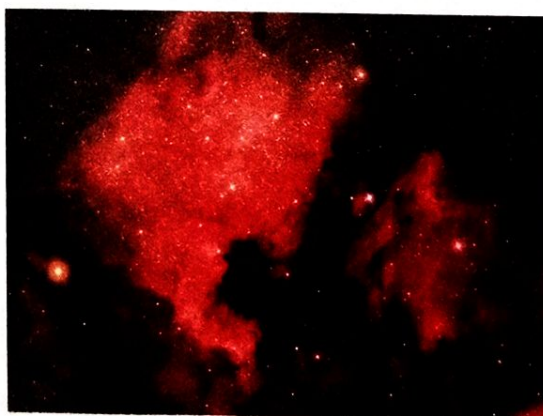


Fig. 29 – Cerca de 90% da massa do Universo é hidrogénio.

O hidrogénio é um dos gases que constituem a atmosfera, contudo, a sua presença é em tão reduzidas quantidades que é praticamente vestigial. Na forma combinada, ou seja, como um dos elementos constituintes de compostos, ele é encontrado principalmente na água, composta por hidrogénio e oxigénio.

O hidrogénio também está presente na constituição de matéria orgânica, como, por exemplo, plantas, animais, petróleo, gás natural, carvão, etc., que são compostos formados por carbono e hidrogénio.



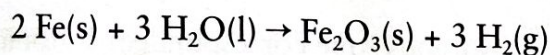
Fig. 30 – Os combustíveis fósseis são constituídos por hidrogénio.

3.2. Obtenção do hidrogénio no laboratório e na indústria

O hidrogénio obtém-se a partir de compostos hidrogenados. No laboratório ele pode ser preparado através dos seguintes processos:

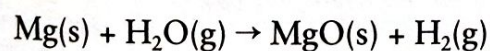
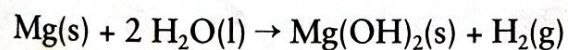
a) Reacção de um metal activo com água

Exemplo:



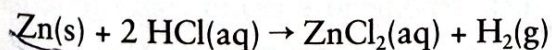
Com os metais do primeiro grupo da Tabela Periódica (alcalinos) esta reacção é violenta (explosiva) e, por isso, perigosa.

O magnésio reage de duas formas excepcionais com a água: uma no estado líquido e outra no estado gasoso, formando hidróxido de magnésio e óxido de magnésio, respectivamente, além de hidrogénio gasoso.



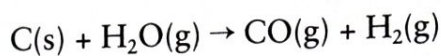
b) Reacção de um metal activo com ácido

Exemplo:

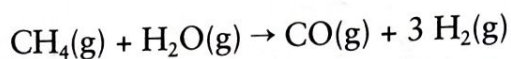


A maior parte do hidrogénio é produzido na indústria. Os principais métodos de obtenção são:

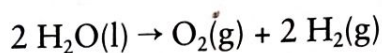
a) Reacção do carvão com vapor de água a altas temperaturas (1000 °C)



b) Reacção do gás natural (principalmente metano) com vapor de água



c) A partir da electrólise da água, que é um processo que separa os elementos químicos de um composto através do uso da electricidade



O hidrogénio não existe na Terra na forma livre, logo, é necessário obtê-lo, quer por processos laboratoriais, quer por processos industriais.

3.3. Propriedades físicas e químicas do hidrogénio

O hidrogénio é o elemento químico mais simples que há. Por possuir propriedades distintas, não se enquadra em nenhuma família da Tabela Periódica, contudo, na maioria das vezes, é colocado no grupo 1 por possuir apenas um protão no seu núcleo.

O hidrogénio possui três isótopos (que correspondem a átomos de um elemento químico cujos núcleos apresentam o mesmo número atómico Z , mas diferentes massas atómicas, A):

- o prótio – ${}^1_1\text{H}$
- o deutério – ${}^2_1\text{H}$
- o trítio – ${}^3_1\text{H}$



Fig. 31 – Modelo da molécula de hidrogénio: a branco os dois átomos de hidrogénio.

À temperatura ambiente é um gás diatómico formado por dois átomos de hidrogénio – substância elementar. A sua fórmula molecular é H_2 .

É incolor, inodoro, insípido, insolúvel em água e altamente inflamável.

O hidrogénio é altamente combustível e forma com o ar uma mistura explosiva. Na proporção de 1:1 com o oxigénio, arde no ar produzindo um estalido. Este fenómeno é usado como teste para a identificação do hidrogénio e é designado por prova de chama.

O hidrogénio é uma substância simples diatómica (H_2), é um gás incolor, inodoro, insípido, insolúvel em água e altamente inflamável.

3.4. Aplicações do hidrogénio

O hidrogénio elementar, H_2 , tem as seguintes aplicações:

- Principal componente na fabricação de produtos químicos, especialmente amoníaco (NH_3) e metanol (CH_3OH).
- Usado em grandes quantidades nas refinarias para produção de gasolina e lubrificantes.
- Utilizado como gás de maçarico para soldas a altas temperaturas.
- Importante para a indústria de fertilizantes, de sabão e no processo de fabrico de vidros.
- Usado na hidrogenação de gorduras vegetais (produção de margarinas e manteiga de amendoim).
- Em metalúrgicas, na refinação de metais e semicondutores.
- Utilizado na produção de combustível para foguetes espaciais.
- Usado em células de combustível para gerar potência eléctrica e é alvo de estudos para ser usado como combustível em automóveis. As células combustíveis não poluem o ambiente e são uma boa alternativa para substituir o petróleo.
- Entra na produção de ácidos, como o ácido sulfúrico, H_2SO_4 , que é muito utilizado na indústria em geral (é o produto químico mais utilizado na indústria mundial).
- Serve para enchimento de balões.
- Na indústria farmacêutica, na produção de vitaminas e cosméticos, etc.

Actividades

1. Indica a ocorrência do hidrogénio na Natureza.
2. Como se designa o teste para a identificação do hidrogénio?
3. Refere três aplicações do hidrogénio.

RESUMO

O **hidrogénio** é o elemento químico **mais abundante** do **Universo**. Estima-se que cerca de 75% de toda a massa do Universo seja de hidrogénio. Porém, no planeta **Terra**, o **hidrogénio não é tão abundante**. Ele representa apenas 0,9% da massa do nosso planeta.

O hidrogénio é um dos gases que constituem a **atmosfera**, contudo, a sua presença é em tão reduzidas quantidades que é praticamente **vestigial**.

O hidrogénio está presente na constituição de **matéria orgânica** como, por exemplo, plantas, animais, petróleo, gás natural, carvão, etc., que são compostos formados por carbono e hidrogénio.

O hidrogénio não existe na Terra na forma livre, logo, é necessário obtê-lo, quer por **processos laboratoriais**, quer por **processos industriais**.

O hidrogénio é **combustível** e forma com o ar uma mistura explosiva. A **prova de chama** é o teste de identificação do hidrogénio (arde provocando um estalido).

O hidrogénio é uma **substância simples diatómica** (H_2), é um gás **incolor, inodoro, insípido, insolúvel em água e altamente inflamável**.

O hidrogénio tem diversas aplicações, principalmente na indústria.

Vou aprender

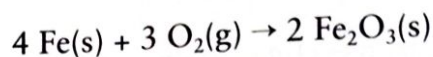
- O que são processos de oxidação e redução – agentes oxidante e redutor
- A importância das reacções redox na técnica para obtenção e purificação dos metais – produção industrial do ferro bruto

4. Reacções redox

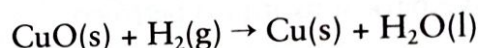
Neste capítulo iremos introduzir dois conceitos novos – agentes oxidante e redutor –, para além dos conhecimentos que já adquiriste na unidade 3. Mais adiante, vamos desenvolver estes conceitos à medida que fores aumentando os teus conhecimentos.

4.1. Processos de oxidação e redução – agentes oxidante e redutor

Já vimos anteriormente que as reacções de oxidação são qualquer reacção entre o oxigénio e um elemento ou um composto. Por outras palavras, **oxidação** significa ganhar oxigénio. Por exemplo, a oxidação do ferro(III) pelo oxigénio para formar óxido de ferro(III):

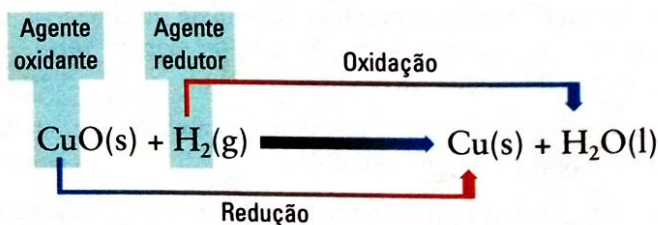


O processo inverso da oxidação, isto é, a perda de oxigénio de uma substância, chama-se **redução**. A reacção do hidrogénio com óxidos metálicos para a obtenção de metais puros é uma redução. Por exemplo, a obtenção do cobre a partir da redução do seu óxido com o hidrogénio:



Ao observarmos a reacção podemos constatar que a redução do óxido de cobre implica a oxidação do hidrogénio, ou seja, a oxidação e a redução ocorrem em simultâneo. Uma reacção deste tipo designa-se por **reacção de oxidação-redução** ou simplesmente **reacção redox**.

A substância que sofre oxidação ou que ganha oxigénio, chama-se **agente redutor**. A substância que é reduzida ou que perde oxigénio chama-se **agente oxidante**. Vejamos o seguinte exemplo:



Agente redutor é a substância que sofre oxidação ou que ganha oxigénio. Agente oxidante é a substância que é reduzida ou que perde oxigénio.

4.2. Importância das reacções redox na técnica para obtenção e purificação dos metais – produção industrial do ferro bruto

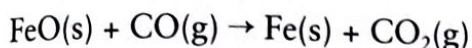
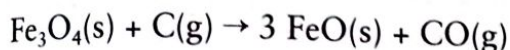
Como pudemos observar neste último exemplo, as reacções redox são de extrema importância na técnica de obtenção e purificação dos metais. É exemplo disso a produção industrial do ferro bruto.

O ferro é um dos metais mais abundantes na Terra. Contudo, o ferro não existe na forma livre, mas sim em minérios, como, por exemplo, os óxidos de ferro: **hematite** (Fe_2O_3) e **magnetite** (Fe_3O_4).

O ferro é extraído pela combinação do minério de ferro com o monóxido de carbono (CO) num alto-forno. Nessa reacção, o minério perde oxigénio para formar o ferro (Fe) e o CO recebe oxigénio para formar o CO_2 (dióxido de carbono).

Exemplo:

Redução da magnetite

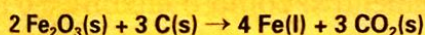


Neste caso, o ferro é o agente oxidante e o carbono é o agente redutor.

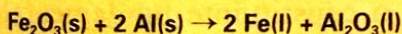
Actividades

As reacções redox são usadas na obtenção de metais puros a partir dos seus minérios. Identifique, para cada uma das reacções seguintes, os processos de oxidação, redução e os respectivos agentes redutores e oxidantes.

a) Obtenção industrial do ferro fundido, no processo de alto-forno:



b) Obtenção do ferro fundido para soldagem de linha férrea, no processo aluminotérmico:



RESUMO

Oxidação significa ganhar oxigénio. **Redução** significa perder oxigénio.

A oxidação e a redução ocorrem em simultâneo e uma reacção deste tipo designa-se por **reacção de oxidação-redução** ou simplesmente **reacção redox**.

Agente redutor é a substância que sofre oxidação, ou que ganha oxigénio.

Agente oxidante é a substância que é reduzida, ou que perde oxigénio.

As reacções redox são de extrema importância na técnica de obtenção e purificação dos metais, como a produção industrial do ferro bruto.

O ferro é extraído pela combinação do minério de ferro com o monóxido de carbono (CO) num alto-forno. Nessa reacção, o minério perde oxigénio para formar o ferro (Fe) e o CO recebe oxigénio para formar o CO_2 (dióxido de carbono).

Vou aprender

- A história da descoberta do oxigénio e a sua ocorrência na Natureza
- Como obter oxigénio no laboratório e na indústria
- Conceito de catalisador, suas propriedades físicas e aplicações
- As aplicações do oxigénio
- A composição do ar e a sua importância como matéria-prima; poluição do ar
- O ozono: propriedades físicas; formação, destruição e importância da camada de ozono



Fig. 32 – Carl Scheele.

5. Oxigénio

5.1. Breve história do oxigénio. Ocorrência na Natureza

Em Agosto de 1774, Joseph Priestley obteve o oxigénio focando raios de sol sobre o óxido vermelho de mercúrio, com duas lentes de 16 e 7 polegadas de diâmetro a 16 polegadas de distância uma da outra. O seu interesse surgiu quando introduziu inadvertidamente no gás uma vela acesa que ardeu com «uma chama extremamente vigorosa». Chamou à substância «ar deflogisticado», sem reconhecer a verdadeira composição do gás.

Entre 1771 e 1773, o químico sueco, Carl Scheele, preparou o oxigénio a partir de nitratos e por outros métodos. Observou muitas das propriedades deste gás, tal como a capacidade de se combinar com os metais e com o fósforo. Os seus resultados, no entanto, apenas foram publicados em 1777.

Contudo, nem Priestley nem Scheele foram capazes de conhecer a verdadeira natureza deste elemento, baseando as suas teorias na doutrina do flogisto. Esse trabalho viria a ser realizado pelo químico francês Antoine Lavoisier, quando estudava a combustão e a respiração.

Lavoisier, ao contrário dos seus contemporâneos, foi bem-sucedido: conseguiu reconhecer e interpretar o papel do oxigénio nos processos de calcinação, de combustão e de respiração, baseando-se apenas em factos experimentais, pelos métodos puramente quantitativos.

Lavoisier observou que alguns elementos, como o enxofre e o fósforo, ardiam quando em contacto com o oxigénio, formando compostos que na altura considerou ácidos. Assim concluiu, embora incorrectamente, que o oxigénio era o constituinte fundamental de todos os ácidos e baptizou-o com o seu nome actual que, em grego, significa «gerador de ácidos».

No estado livre, o oxigénio ocorre na Natureza como substância elementar em duas variedades alotrópicas (um mesmo elemento químico pode originar substâncias simples diferentes): o oxigénio natural diatómico (O_2) e o ozono (O_3). Forma também uma grande variedade de compostos e, no estado combinado, é o elemento mais abundante da crosta terrestre, cerca de 46,7% (sob a forma de sílica, de silicatos e carbonatos e de óxidos metálicos), e dos oceanos, cerca de 87%, como componente da água. Na atmosfera é o segundo constituinte mais abundante, com cerca de 21% dos gases que a constituem.

Na crosta terrestre o oxigénio é encontrado com frequência nas rochas e no solo, sob a forma de óxidos metálicos, silicatos e carbo-

atos. Na atmosfera existe sob a forma de oxigénio molecular, O_2 , no dióxido de carbono (CO_2) e, em menor proporção, no monóxido de carbono (CO), sob a forma de molécula triatómica – ozono (O_3), no dióxido de azoto (NO_2), no monóxido de azoto (NO), no dióxido de enxofre (SO_2) e outros.

O oxigénio é regenerado pelas plantas verdes durante a fotossíntese e, posteriormente, utilizado pelos animais na respiração. Este processo é conhecido como ciclo do oxigénio.

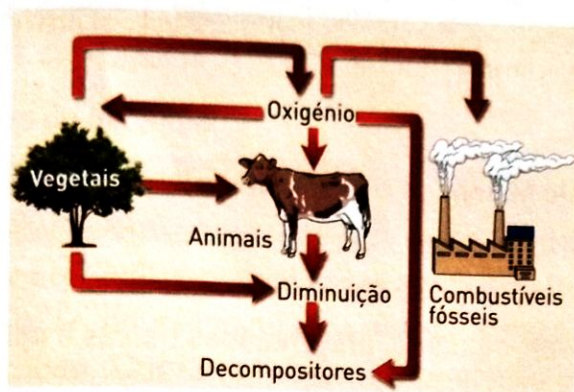


Fig. 33 – Ciclo do oxigénio.

O oxigénio, na sua forma molecular diatómica, O_2 , é um gás à temperatura ambiente, incolor, insípido, inodoro, comburente, mas não combustível, e pouco solúvel em água, contudo, em quantidade suficiente para manter vivos os organismos que nela existem.

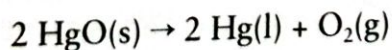
5.2. Preparação laboratorial e industrial do oxigénio

Preparação laboratorial do oxigénio

O oxigénio prepara-se no laboratório, principalmente pelos métodos de **decomposição térmica** (aquecimento) dos compostos oxigenados (óxidos, peróxidos e sais oxigenados).

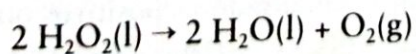
Exemplos:

A decomposição térmica de duas moles de óxido de mercúrio origina uma mole de oxigénio:

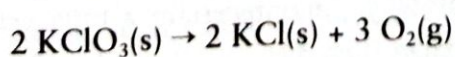


Esta decomposição ocorre com grande facilidade porque o mercúrio é um metal que estabelece uma ligação fraca com o oxigénio.

Decomposição térmica do peróxido de hidrogénio (água-oxigenada). Cada mole deste composto forma meia mole de oxigénio:

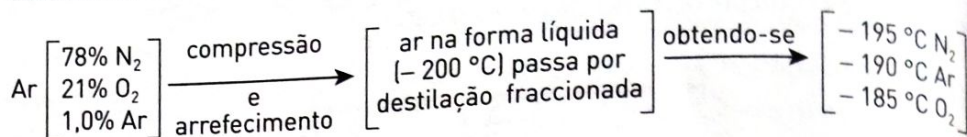


Decomposição térmica de duas moles de clorato de potássio origina três moles de oxigénio:



Preparação industrial do oxigénio

A principal matéria-prima utilizada na obtenção do gás oxigénio é o ar atmosférico. O ar atmosférico é arrefecido e comprimido para se tornar líquido sendo depois submetido a uma destilação fraccionada. Como os pontos de ebulição das substâncias constituintes da atmosfera são diferentes é possível utilizar este método de separação de misturas.



Actividades

1. Indica a ocorrência do oxigénio na Natureza.
2. Explica como se prepara industrialmente o oxigénio.
3. Refere três propriedades físicas do oxigénio.

O oxigénio pode ser obtido por processos laboratoriais ou processos industriais.

5.3. Catalisadores: conceito, propriedades físicas e aplicações

As reacções de decomposição do peróxido de hidrogénio e do clorato de potássio apresentadas na preparação laboratorial do oxigénio no ponto 5.2. podem ser aceleradas através da adição de dióxido de manganês (MnO_2), que actua como catalisador.

Os catalisadores são substâncias que aumentam ou diminuem a velocidade de uma reacção química sem, no entanto, sofrerem transformações químicas – não são consumidas e podem ser recuperadas no final da reacção.

Os catalisadores são específicos e, em certos casos, actuam em condições especiais. Isto significa que para cada reacção química existe um tipo específico de catalisadores que actuam em determinadas condições de pressão e temperatura. As reacções químicas que ocorrem sob acção dos catalisadores são denominadas reacções catalíticas.

Os catalisadores são substâncias que aumentam ou diminuem a velocidade de uma reacção química sem, no entanto, sofrerem transformações químicas – não são consumidas e podem ser recuperadas no final da reacção.

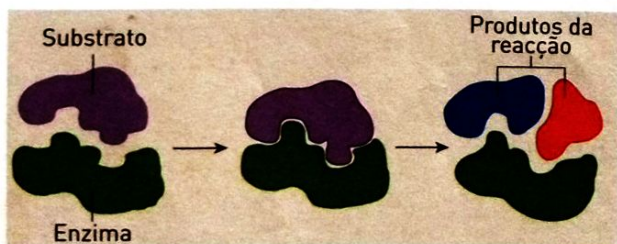


Fig. 34 – Enzima a actuar como catalisador de uma reacção.

Por vezes, torna-se útil aumentar a velocidade da reacção, como é o caso da maioria dos processos industriais, onde tempo é dinheiro; nestes casos, utilizam-se catalisadores positivos ou, simplesmente, catalisadores. As enzimas são outro exemplo importante de catalisadores biológicos, para o controlo de alguns processos vitais, cujas reacções químicas, sem a sua presença, aconteceriam a uma velocidade demasiado baixa (Fig. 34).

Existem, ainda, catalisadores negativos que, quando são adicionados aos reagentes, diminuem a velocidade a que ocorrem as reacções químicas. Esse tipo de catalisadores designam-se por inibidores. Um exemplo da utilização de inibidores é na indústria alimentar, mais propriamente nas conservas, onde se utilizam este tipo de catalisadores para diminuir a velocidade de decomposição dos alimentos.

O uso de catalisadores na indústria química reveste-se de grande importância na rentabilização da síntese de vários produtos como o amoníaco, a borracha sintética, os plásticos, a margarina, etc.

5.4. Aplicações do oxigénio

O oxigénio utiliza-se principalmente nas indústrias metalomecânicas como comburente de maçaricos para soldagem e corte de materiais de ferro e aço; utiliza-se também na produção de gás de síntese, quer por oxidação do gás natural, quer por redução do vapor de água pelo carbono. Utiliza-se, ainda, na produção de uma grande variedade de substâncias de interesse industrial, como o acetileno, o peróxido de hidrogénio (água-oxigenada), o cloro (por oxidação do HCl), o óxido de etileno, o anidrido ftálico, o ozono, etc. Outras aplicações não menos importantes incluem a utilização do gás em garrafas para mergulhadores, em tendas hiperbáricas para fins terapêuticos e como comburente em motores de reacção.

O oxigénio tem um papel vital nos processos de respiração e metabolismo dos organismos vivos. As únicas células vivas que não precisam de oxigénio são algumas bactérias anaeróbias que obtêm energia por outros processos metabólicos (a fermentação).

No Homem, através da inspiração, o oxigénio circula na corrente sanguínea até aos pulmões, sendo então transportado até às células onde ocorre um processo de troca. Os compostos nutrientes, dentro da célula, são oxidados por intermédio de processos enzimáticos complexos. Esta oxidação intracelular é a fonte de energia da maior parte dos animais, principalmente dos mamíferos. Os produtos finais são dióxido de carbono e água, que são eliminados pelo corpo através dos pulmões (expiração).

Para além da indústria e dos laboratórios, actualmente, aplica-se o oxigénio na Medicina. É utilizado para tratamento de pneumonias, alguns distúrbios cardíacos e um sem-número de outras doenças. Recorre-se, por vezes, a câmaras hiperbáricas de oxigénio para tratar vítimas de intoxicação por monóxido de carbono, ou de bactérias anaeróbias no sistema respiratório.

A sua principal característica química é o facto de ser um excelente comburente, ou seja, alimenta as combustões, e pode produzir



Fig. 35 – Conservas onde são adicionados inibidores.

Actividades

1. Indica o que são catalisadores, distinguindo catalisadores positivos de catalisadores negativos (ou inibidores).
2. Dá exemplos de catalisadores no nosso dia-a-dia.
3. Refere três aplicações do oxigénio.

chamas muito intensas. A utilização de ambientes extremamente ricos em oxigênio potencia o risco de incêndio, pelo que devem ser tomadas rigorosas precauções.

Alguns metais formam complexos com o oxigênio e constituem grupos prostéticos de proteínas indispensáveis ao processo metabólico da respiração; é o caso da hemoglobina, existente nos glóbulos vermelhos, e de certas hemociamias, que são transportadoras naturais de oxigênio.

5.5. Composição do ar e a sua importância como matéria-prima. Poluição do ar

A atmosfera terrestre é constituída por camadas que se distinguem pela sua altitude em relação à superfície terrestre.

A atmosfera está dividida nas seguintes camadas:

- Troposfera (até aproximadamente 12 km de altitude)
- Estratosfera (entre 12-50 km de altitude)
- Mesosfera (entre 50-80 km de altitude)
- Termosfera (entre 80-500 km de altitude)
- Exosfera (acima de 500 km de altitude)

É na troposfera, onde ocorrem todos os fenómenos meteorológicos, que se situa o ar que respiramos (é a única camada em que os seres vivos podem respirar normalmente).

Este ar é composto, na sua esmagadora maioria, por azoto e oxigênio, contudo, possui outros gases:

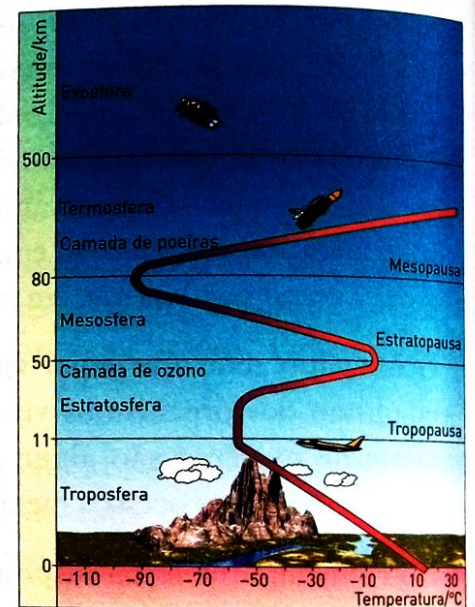


Fig. 36 – As camadas da atmosfera.

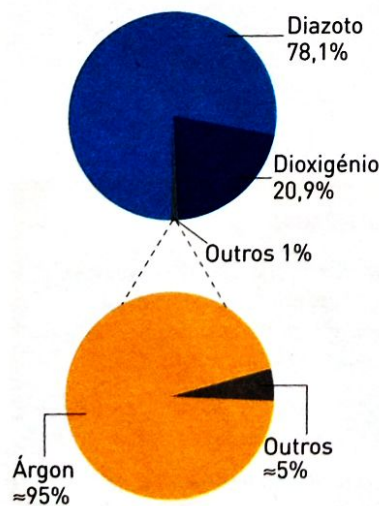


Fig. 37 – Composição do ar atmosférico.

GÁS	COMPOSIÇÃO (QUANDO SECA E ABAIXO DOS 25 km DE ALTITUDE)
Azoto (N ₂)	78,08%
Oxigênio (O ₂)	20,94%
Árgon (Ar)	0,93%
Dióxido de carbono (CO ₂)	0,035%
Hélio (He)	0,0018%
Ozono (O ₃)	0,00006%
Hidrogênio (H ₂)	0,00005%
Cripton (Kr), metano (CH ₄), xénon (Xe) e rádon (Rn)	vestígios

Existe ainda vapor de água que se encontra principalmente nas camadas baixas da atmosfera.

O vapor de água e o dióxido de carbono têm um papel muito importante de regulação da temperatura da superfície terrestre. Da radiação solar que incide na Terra parte é absorvida e outra parte é reflectida. Da radiação reflectida a maioria é irradiada para o espaço, mas uma porção desta é absorvida na atmosfera por estes gases, que mantêm regulada a temperatura da Terra – **efeito de estufa**.

A poluição do ar, resultante das actividades humanas, através de emissões excessivas para a atmosfera de gases como o dióxido de carbono, os óxidos de azoto, entre outros, é altamente danosa para a Terra, pois estes gases aumentam a absorção da radiação solar reflectida pela Terra criando um efeito de estufa exagerado responsável pelo chamado **aquecimento global**.

5.6. O ozono e as suas propriedades físicas. Formação, destruição e importância da camada de ozono

Uma outra camada muito importante para a protecção da Terra e dos seres vivos que nela habitam é a **estratosfera**. Nesta camada existe de forma natural ozono, presente em pequenas concentrações.

O oxigénio na forma trimerizada (trioxigénio) designa-se por ozono, que é uma substância elementar composta por três átomos de oxigénio e cuja fórmula molecular é O_3 .

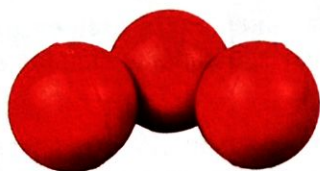


Fig. 38 – Modelo da molécula de ozono.

É um gás à temperatura ambiente, **instável**, altamente **reactivo** (mais do que o O_2) e **oxidante**, possui **coloração esverdeada** e desempenha uma função ecológica de relevo.

O ozono forma na estratosfera um filtro – **camada de ozono** – que nos protege contra as radiações ultravioleta do Sol, causadoras do cancro da pele. É a sua capacidade de absorver radiação ultravioleta solar que o torna num «escudo» natural da Terra para os seres humanos e para outras formas de vida, para quem esses raios são nocivos.

O ciclo de formação e destruição do ozono faz com que a sua concentração se mantenha constante na estratosfera. As reacções que ocorrem são as seguintes:

$O_3 + UV \rightarrow O_2 + O$ (destruição do ozono por acção da radiação ultravioleta com formação de oxigénio molecular e de oxigénio atómico)

$O_2 + UV \rightarrow 2 O$ (destruição do oxigénio molecular por acção da radiação ultravioleta com formação de dois átomos de oxigénio)

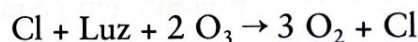
$O + O_2 \rightarrow O_3$ (formação do ozono a partir da reacção entre oxigénio atómico e oxigénio molecular)

Actividades

1. Quais os principais componentes do ar?
2. Explica em que consiste os fenómenos de efeito de estufa e aquecimento global.
3. Indica qual é a função do ozono na estratosfera e quais as causas da sua destruição.

Contudo, a poluição do ar, principalmente com a emissão de clorofluorocarbonetos (CFC – compostos de cloro, flúor e carbono) na atmosfera, faz com que este ciclo de formação e destruição do ozono se desequilibre e que ocorra mais destruição de ozono do que formação. Esta situação faz com que na camada do ozono se criem buracos – **buraco da camada de ozono** – por onde passam os raios maléficos ultravioleta.

A reacção seguinte mostra a destruição de duas moléculas de ozono por um radical livre cloro resultante de um CFC.



RESUMO

No estado livre, o oxigénio ocorre na Natureza como **substância elementar** em duas variedades alotrópicas (um mesmo elemento químico pode originar substâncias simples diferentes): o **oxigénio natural diatómico** (O_2) e o **ozono** (O_3).

Na atmosfera é o **segundo constituinte mais abundante**, cerca de 21% dos gases que a constituem; é o **elemento mais abundante da crosta terrestre** e dos oceanos como componente da água.

O oxigénio, na sua forma molecular diatómica, O_2 , é um **gás** à temperatura ambiente, **incolor**, **insípido**, **inodoro**, **comburente**, mas não combustível, e **pouco solúvel em água**.

Os **catalisadores** são substâncias que aumentam – **catalisadores positivos** – ou diminuem – **catalisadores negativos** ou **inibidores** – a velocidade de uma reacção química sem, no entanto, sofrerem transformações químicas – não são consumidas e podem ser recuperadas no final da reacção.

O ar é constituído fundamentalmente por azoto (78,8%) e oxigénio (20,94%). Os restantes componentes são praticamente vestigiais.

O **ozono** é uma substância elementar composta por três átomos de oxigénio e cuja fórmula molecular é O_3 . É um **gás** à temperatura ambiente, **instável**, altamente **reactivo** (mais do que o O_2) e **oxidante**, possui **coloração esverdeada** e desempenha uma função ecológica de relevo.

O ozono forma na estratosfera um filtro – **camada de ozono** – que nos protege contra as nocivas radiações ultravioleta do Sol.

O ciclo de **formação e destruição do ozono** faz com que a sua concentração se mantenha constante na estratosfera. Contudo, a **poluição do ar** (clorofluorocarbonetos – CFC – compostos de cloro, flúor e carbono) faz com que este ciclo de formação e destruição do ozono se desequilibre e que ocorra mais destruição de ozono do que formação – **formação do buraco da camada de ozono**.

6.1. Óxidos: conceito, classificação e nomenclatura

Os óxidos são compostos binários, isto é, são substâncias formadas pela combinação de dois elementos, sendo um deles o oxigênio.

Os óxidos constituem um grande grupo na Química pois a maioria dos elementos químicos formam óxidos. Alguns exemplos de óxidos com os quais convivemos são:

- a ferrugem – óxido férrico ou óxido de ferro(III) (Fe_2O_3);
- o gás carbônico – dióxido de carbono (CO_2);
- a cal viva – óxido de cálcio (CaO), etc.

Óxidos são compostos binários, isto é, são substâncias formadas pela combinação de dois elementos, sendo um deles o oxigênio.

Tendo em conta o tipo de elemento que se liga ao oxigênio para formar o óxido podemos classificar os óxidos da seguinte forma:

- **óxido metálico** – qualquer óxido formado pela combinação de um metal com oxigênio;
- **óxidos não metálicos** – qualquer óxido formado pela combinação de um não-metal com oxigênio.

Os óxidos podem classificar-se em metálicos e não metálicos.

Em relação à **nomenclatura** dos óxidos é necessário respeitar as seguintes regras:

1.º O nome é **óxido de (nome do elemento que se liga ao oxigênio)**.

Na_2O – óxido de sódio

ZnO – óxido de zinco

Al_2O_3 – óxido de alumínio

2.º Para os elementos metálicos com mais do que uma valência, deve-se indicar a valência do metal, entre parênteses, em numeração romana.

Fe_2O_3 – óxido de ferro(III)

SnO_2 – óxido de estanho(IV)

3.º Para casos de elementos com apenas duas valências, também, pode fazer-se uso dos sufixos **-ico** (para o de maior valência) e **-oso** (para o de menor valência).

Fe_2O_3 – óxido férrico

FeO – óxido ferroso

CuO – óxido cúprico

Cu_2O – óxido cuproso

Vou aprender

- Conceito de óxido, sua classificação (metálicos e não metálicos) e nomenclatura
- O que é uma oxidação lenta e factores que a favorecem
- Prevenção da corrosão dos metais

4.º Para os elementos não metálicos com mais de uma valência, os nomes devem ter os prefixos numéricos **mon-**, **di-**, **tri-**, **tetr-**, **pent-**, **hex-** e **hept-**, conforme o caso.

SO₃ – trióxido de enxofre
 SO₂ – dióxido de enxofre
 CO₂ – dióxido de carbono
 CO – monóxido de carbono
 N₂O₅ – pentóxido de diazoto

Nota: na escrita das fórmulas químicas, os elementos mais eletro-negativos são colocados à direita. Nos óxidos, o elemento mais electronegativo deve ser o oxigénio. Os compostos OF₂ ou O₂F₂ não são óxidos pois o flúor é mais electronegativo que o oxigénio. Estes compostos são chamados fluoretos de oxigénio.

Actividades

1. Indica o nome dos seguintes óxidos:

- a) BaO; b) K₂O;
 c) Cl₂O; d) SiO₂;
 e) MnO₃; f) P₂O₅;
 g) N₂O₃.



Fig. 39 – Portão de ferro com ferrugem.

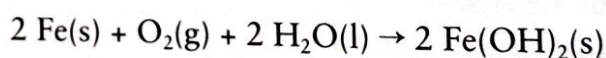
6.2. Oxidação lenta e factores que a favorecem

Como já referimos, a reacção de combinação de oxigénio com qualquer elemento químico chama-se oxidação. O processo de oxidação pode decorrer ao longo de muito tempo ou de forma rápida.

Por exemplo, a queima de um papel é uma reacção de oxidação muito rápida, no entanto, o enferrujamento do ferro das casas dá-se ao longo de vários meses –, é uma reacção de oxidação muito lenta.

A ferrugem é o resultado da oxidação do ferro. Este metal, em contacto com o oxigénio presente na água e no ar, oxida-se e desta reacção surge a ferrugem que deteriora pouco a pouco o material original.

A corrosão do ferro a partir de oxigénio atmosférico pode traduzir-se pela seguinte equação:



O hidróxido de ferro (ferrugem) é higroscópico, ou seja, absorve água, o que contribui para que ocorra progressivamente maior corrosão.

A ferrugem é o resultado da oxidação lenta do ferro que, quando em contacto com o oxigénio presente na água e no ar, oxida-se.

Em locais onde o ar seja muito rico em vapor de água (elevada humidade) ou a precipitação seja muito frequente, este processo é altamente favorecido. Para evitar que objectos feitos de ferro (máquinas, portões, grades, etc.) se decomponham por causa da oxidação é necessário evitar que entrem em contacto com o oxigénio.

Actividades

2. Indica os factores que favorecem o aparecimento de ferrugem em objectos de ferro.

6.3. Prevenção da corrosão dos metais

Uma forma de prevenir a corrosão de objectos de ferro é protegê-los recobrimdo-os com outro metal. Isto pode ser conseguido mergulhando o ferro num banho de um metal que seja mais facilmente oxidado, resguardando o ferro. No caso de ruptura desta capa protectora, ocorre corrosão. O metal utilizado para a protecção do ferro é designado por **metal de sacrifício** e pode ser, por exemplo:

- o **crómio** – o processo designa-se por cromagem;
- o **níquel** – o processo designa-se por niquelagem;
- a **prata** – o processo designa-se por prateagem;
- o **ouro** – o processo designa-se por douragem;
- o **estanho** – o processo designa-se por estanhagem, entre outros.

Esta forma de protecção do ferro é usada, por exemplo, nos cascos dos navios.



Fig. 40 – Casco de ferro de um navio protegido por outro metal.

A forma mais eficaz de evitar a corrosão do ferro é protegê-lo com outro metal que seja mais facilmente oxidado.

Existem outros métodos para evitar a corrosão do ferro, contudo, não são tão eficazes, como, por exemplo, a pintura ou cobertura da superfície de ferro com óleo ou outras substâncias lubrificantes.

Actividades

Indica qual o método mais eficaz para prevenir a corrosão do ferro (aparecimento de ferrugem).

RESUMO

Óxidos são compostos binários, isto é, são substâncias formadas pela combinação de dois elementos, sendo um deles o oxigénio.

Os óxidos podem classificar-se em **metálicos** e **não metálicos**.

Em relação à **nomenclatura** dos óxidos é necessário respeitar as seguintes regras:

- 1.º O nome é **óxido de (nome do elemento que se liga ao oxigénio)**.
- 2.º Para os elementos metálicos com mais do que uma valência, deve-se indicar a valência do metal, entre parênteses, em numeração romana.
- 3.º Para casos de elementos com apenas duas valências, também, pode fazer-se uso dos sufixos **-ico** (para o de maior valência) e **-oso** (para o de menor valência).
- 4.º Para os elementos não metálicos com mais de uma valência, os nomes devem ter os prefixos numéricos **mon-**, **di-**, **tri-**, **tetr-**, **pent-**, **hex-** e **hept-**, conforme o caso.

O processo de oxidação pode decorrer ao longo de muito tempo – reacção de oxidação lenta – ou de forma rápida – reacção de oxidação rápida.

A **ferrugem** é o resultado da oxidação lenta do ferro que, quando em contacto com o oxigénio presente na água e no ar, oxida-se.

A forma mais eficaz de evitar a corrosão do ferro é **protegê-lo com outro metal** que seja mais facilmente oxidado.

Vou aprender

- O conceito de combustão
- As condições para a ocorrência da combustão – o oxigênio como comburente
- As reações de combustão e a sua importância
- Combustíveis – recursos renováveis e não renováveis
- Mecanismos para a reposição de combustíveis renováveis
- A chama e a sua estrutura
- Incêndios: prevenção e combate
- Cálculos estequiométricos envolvendo o calor da reação

7. Combustão

7.1. Combustão: conceito, condições para a sua ocorrência e sua importância

Um tipo de reação muito comum no nosso dia-a-dia é a combustão. Uma reação de combustão é aquela que ocorre entre um combustível e um comburente, originando óxidos dos elementos que constituem o combustível. Nestas reações ocorre libertação de energia sob a forma de calor (reação exotérmica), luz ou até mesmo som.

O combustível é o material que arde, como, por exemplo, o carvão, a madeira, o petróleo, a gasolina, o gás natural, o hidrogênio, etc.

O comburente é a substância que permite que o combustível arda, ou seja, é aquela que alimenta a combustão, como, por exemplo, o oxigênio do ar.

Todas as reações com o oxigênio são combustões.

Uma reação de combustão ocorre entre um combustível e um comburente (oxigênio) com libertação de energia.

Existem três tipos de combustões:

- Vivas
- Explosivas
- Lentas

As combustões vivas são aquelas que ocorrem com formação de chama (calor e luz).

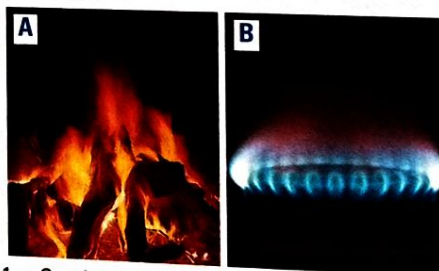


Fig. 41 – Combustões vivas: (A) madeira; (B) gás natural.

As combustões explosivas são aquelas que são muito violentas e ocorrem com formação de chama e um enorme estrondo.



Fig. 42 – Combustão da dinamite usada nas pedreiras.

As **combustões lentas** são aquelas que ocorrem sem a formação de qualquer chama.

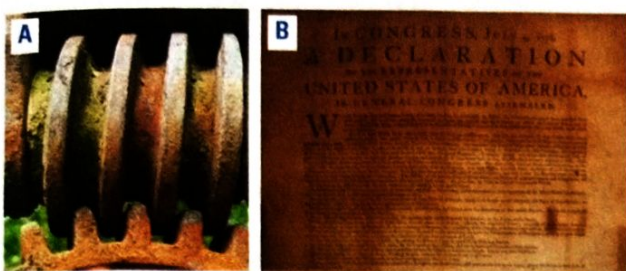


Fig. 43 – (A) A oxidação do ferro é uma combustão lenta; (B) o amarelar das folhas de papel com o tempo é uma combustão lenta.

Existem três tipos de combustões: vivas, explosivas e lentas.

Existem outras reacções de combustão de extrema importância no nosso quotidiano, como, por exemplo:

- a combustão da gasolina, gasóleo ou álcool num automóvel para obter energia para andar;
- a combustão que ocorre na respiração celular que permite aos seres vivos a obtenção de energia a partir de matéria orgânica;
- a combustão no alto-forno do minério de ferro para a obtenção de ferro bruto, etc.

Já deves ter observado que, nas combustões de uma vela e do gás do teu fogão de casa, a cor das chamas é diferente. Por que será que isso acontece?

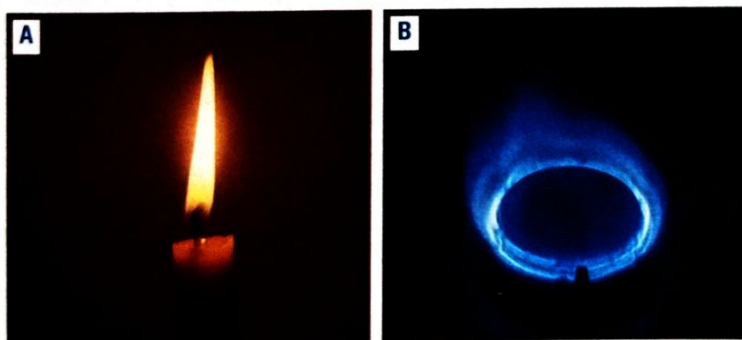


Fig. 44 – (A) Combustão de uma vela; (B) combustão do gás de cozinha.

Nas velas, a **combustão é incompleta** (falta de oxigénio) e a chama amarela é pouco calorífica. O gás de cozinha tem, geralmente, chama azul. A chama azul, que corresponde a uma **combustão completa**, é mais calorífica. Por isso, é recomendável que a chama do fogão seja azul, caso contrário está a desperdiçar-se gás.

Uma combustão pode ser completa ou incompleta, em função da disponibilidade de comburente.

Actividades

Diz o que entendes por combustão, combustível e comburente.

7.2. Combustíveis – recursos renováveis e não renováveis. Mecanismos para a reposição de combustíveis renováveis

Os combustíveis são de extrema importância no nosso dia-a-dia, pois é a partir destes que se obtém a energia libertada durante as combustões.

Em geral, a energia que se usa para o nosso conforto pessoal e desenvolvimento económico é a energia eléctrica, produzida em diferentes tipos de centrais, utilizando várias fontes de energia.

Os combustíveis são fontes de energia, que podem ser de dois tipos:

- fontes renováveis – são aquelas que estão em contínua renovação e podem ser utilizadas constantemente: energia solar (Sol), energia eólica (vento), energia hídrica (água)...



Fig. 45 – Fontes de energia renováveis: (A) energia solar; (B) energia eólica; (C) energia hídrica.

- fontes não renováveis – são aquelas que se esgotam à medida que as utilizamos e incluem os combustíveis fósseis (petróleo, gás natural e carvão) e os combustíveis nucleares (urânio e plutónio).

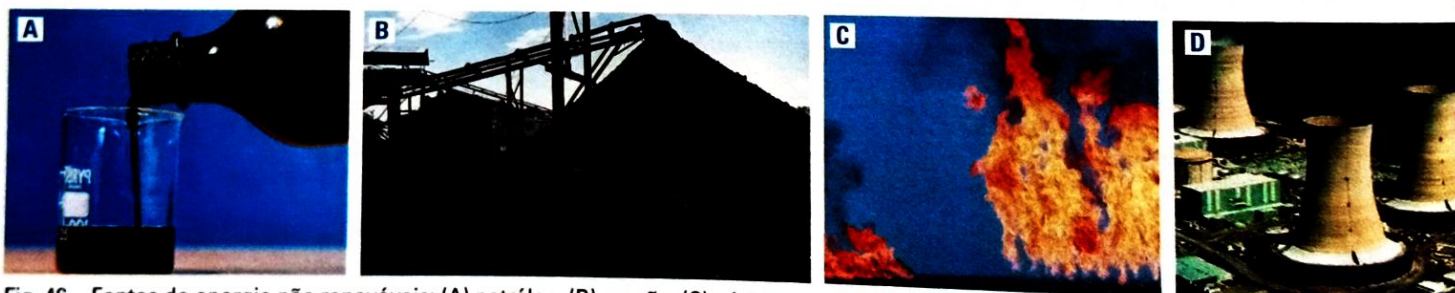


Fig. 46 – Fontes de energia não renováveis: (A) petróleo; (B) carvão; (C) gás natural; (D) urânio.

Os combustíveis são as fontes de energia das combustões e podem ser renováveis ou não renováveis.

A selecção do combustível a utilizar deve ser muito cuidadosa e deve ter em conta:

- factores ambientais e suas consequências;
- se é um recurso renovável ou não renovável;
- factor económico;
- valor energético.

Embora todos estes aspectos sejam importantes, os dois primeiros estão directamente relacionados e são um problema a nível mundial.

Os combustíveis fósseis são fontes de energia não renováveis e em todo o mundo são os mais utilizados. Para além do facto de serem recursos limitados, existe ainda muito trabalho de sensibilização para que as pessoas entendam que a poupança de energia está directamente relacionada com a preservação destes recursos em vias de extinção.

Os combustíveis fósseis são também um importante factor de poluição ambiental. Os óxidos gasosos resultantes da combustão dos derivados do petróleo (gasolina ou gasóleo), do carvão ou do gás natural são altamente tóxicos e são os responsáveis por fenómenos como o aquecimento global e as chuvas ácidas e por problemas de saúde relacionados com doenças respiratórias.

Tendo em conta esta situação, torna-se fundamental poupar energia e, sempre que possível, recorrer a fontes de energia renováveis, que, para além de não se esgotarem, não têm impactos no ambiente.

A selecção de um combustível deve ter em conta os seguintes factores: factores ambientais e suas consequências, se é um recurso renovável ou não renovável, factor económico e valor energético.

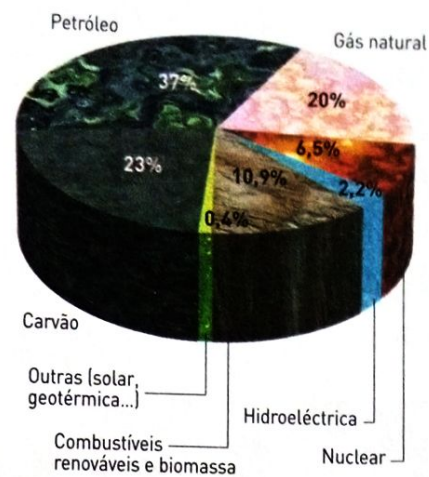


Fig. 47 – Fontes de energia mais utilizadas mundialmente.

Actividades

Dá exemplos de fontes de energia renováveis e não renováveis e indica o que as distingue.

7.3. A chama e a sua estrutura

A chama é uma mistura de gases a altas temperaturas, formada quando ocorre uma reacção exotérmica de combustão, que emite luz.

A composição dos gases que constituem a chama (que dependem do combustível usado), assim como a sua temperatura e a disponibilidade do comburente (oxigénio), determina a cor da chama. No caso da combustão de madeira ou papel a chama é roxa, amarela ou alaranjada. Na queima de gás natural obtém-se uma chama azulada e cores exuberantes são obtidas quando se dá a combustão de substâncias que contêm elementos metálicos.

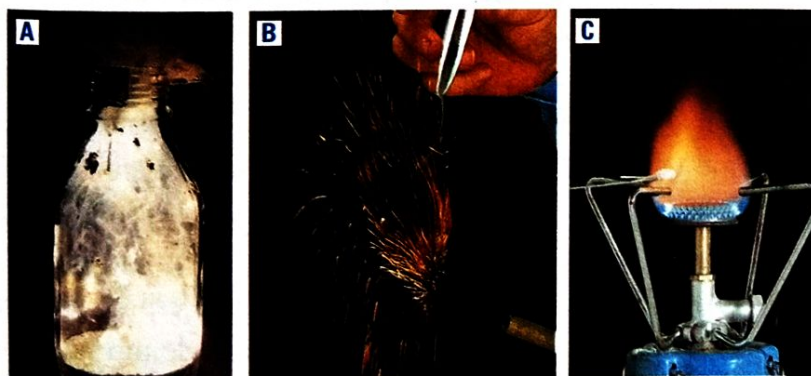


Fig. 48 – Cor da chama da combustão: (A) do magnésio; (B) da limalha de ferro; (C) do sódio.

A chama é uma mistura de gases a altas temperaturas, formada quando ocorre uma reacção de combustão, que emite luz, cuja cor depende da composição dos gases que a constituem.

7.4. Incêndios: prevenção e combate

Os incêndios são um problema que afecta de um modo geral todos os países do Mundo. São muitas vezes possíveis de prevenir se se tomarem as devidas precauções.

Um exemplo de origem de incêndios são as queimadas que, embora essenciais, se não forem devidamente controladas podem tomar proporções catastróficas.

Como prevenir incêndios

- 1.º Não fazer chama ou faísca, não acender cigarros, etc., em locais de perigo de combustão (depósitos de gasolina, áreas de serviço, etc.).
- 2.º Manter uma área de segurança entre o foco de fogo e qualquer outro material passível de combustão.
- 3.º Os curtos-circuitos são uma das principais causas de incêndios em instalações eléctricas mal conservadas ou com erros de dimensionamento. Um exemplo de curto-circuito, que acidentalmente é comum em residências, ocorre quando se coloca as extremidades de um fio metálico nos orifícios de uma tomada.
- 4.º No laboratório de Química debes ter sempre o cuidado de, após a realização da actividade experimental, desligar os bicos de Bunsen, apagar as lamparinas de álcool e desligar da corrente eléctrica todos os aparelhos eléctricos.
- 5.º No caso de queimadas, ter em conta a quantidade de vento existente naquele dia, colocar o material a queimar num monte e à sua volta deixar uma área de segurança sem qualquer outro material combustível. Neste caso deve-se sempre contactar os bombeiros para estarem de sobreaviso caso alguma coisa corra mal.

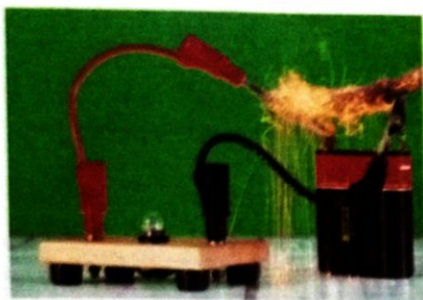


Fig. 49 – Curto-circuito.



Fig. 50 – Queimadas.

Como combater incêndios

Se o incêndio for de pequenas proporções é possível extingui-lo se conseguirmos reduzir o oxigénio do ar que circunda o foco de incêndio. Para tal, podes usar uma manta, areia ou a espuma de um extintor para abafar a combustão.

Ao contrário do que possas pensar, a água nem sempre é o melhor método para apagar um incêndio; a sua utilização só é aconselhável em materiais como papel, madeira, tecidos, etc. Caso se trate de óleos, tintas, gasóleo, ..., não debes utilizar água, uma vez que sendo estas substâncias mais leves do que a água ficarão a boiar impossibilitando a extinção do fogo. Por outro lado, há o perigo de se espalhar mais estas substâncias com o jacto de água. Quando se trata de um incêndio que envolva equipamentos eléctricos também não se deve usar água para o apagar, já que a água é condutora da electricidade.

Caso o incêndio seja de proporções consideráveis, é necessário contactar os bombeiros para que estes consigam, com os mesmos métodos mas a uma maior escala, extinguir o incêndio.



Fig. 51 – Actuação dos bombeiros na extinção de um incêndio.

7.5. Calor da reacção

Nas combustões existe libertação de energia sob a forma de calor (reacção exotérmica), contudo, existem outras reacções nas quais ocorre absorção de energia sob a forma de calor (reacções endotérmicas). Este tipo de reacções são muito importantes para a vida.

Exemplos:

- **Reacções endotérmicas** – ocorrem na indústria, nas fábricas de cimento, de tijolos e de alumínio, nas padarias, bem como na produção de carvão vegetal.
- **Reacções exotérmicas** – ocorrem na combustão do carvão para engomar a roupa (ferro a carvão), no aquecimento do ambiente, na fervura da água, etc.

Todas estas reacções químicas envolvem transformações energéticas dos reagentes para os produtos da reacção, ou seja, durante uma reacção química as transformações das substâncias estão associadas às transformações energéticas.

O calor da reacção, Q , é a grandeza que mede essa diferença de energia entre os produtos da reacção e os reagentes.

$$Q = E_{\text{produtos da reacção}} - E_{\text{reagentes}}$$

A unidade SI de calor e das energias dos produtos da reacção e dos reagentes é o **joule (J)**.

A partir do valor de Q é possível determinar se a reacção é:

- **exotérmica** – há libertação de calor, logo $Q < 0$;
- **endotérmica** – há absorção de calor, logo $Q > 0$.

O calor da reacção é a grandeza que mede a diferença de energia entre os produtos da reacção e os reagentes.

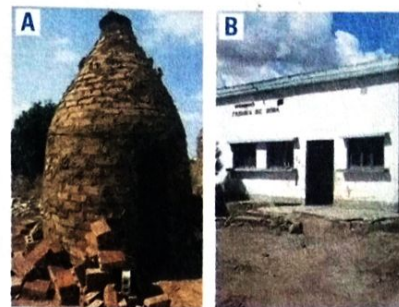


Fig. 52 – (A) Fabrico de tijolos; (B) fabrico de pão.

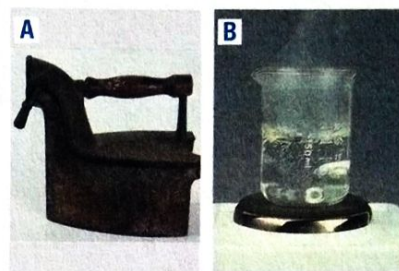
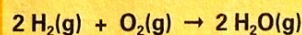


Fig. 53 – (A) Ferro a carvão; (B) água a ferver.

Actividades

Determina o calor da seguinte reacção e classifica-a em endotérmica ou exotérmica.



Dados: $E(\text{H}_2) = 2 \times 436 \text{ kJ}$

$E(\text{O}_2) = 498 \text{ kJ}$

$E(\text{H}_2\text{O}) = 4 \times 463 \text{ kJ} = 1852 \text{ kJ}$

Nota: As designações temperatura e calor têm significados diferentes: a temperatura de um corpo é a medida da agitação média das partículas que o constituem, enquanto que calor é a energia transferida entre dois corpos que se encontram a temperaturas diferentes.

RESUMO

Uma **reacção de combustão** ocorre entre um **combustível** e um **comburente** (oxigénio) com **libertação de energia** – reacção exotérmica.

Existem três tipos de combustões: **vivas, explosivas e lentas**.

Uma **combustão** pode ser **completa** ou **incompleta**, em função da disponibilidade de comburente.

Os **combustíveis** são as fontes de energia das combustões e podem ser **renováveis** ou **não renováveis**.

A **selecção de um combustível** deve ter em conta os seguintes factores: factores ambientais e suas consequências, se é um recurso renovável ou não renovável, factor económico e valor energético.

A **chama** é uma mistura de gases a altas temperaturas, formada quando ocorre uma reacção de combustão, que emite luz, cuja cor depende da composição dos gases que a constituem.

O **calor da reacção** é a grandeza que mede a diferença de energia entre os produtos da reacção e os reagentes.

$$Q = E_{\text{produtos da reacção}} - E_{\text{reagentes}}$$

Agora vou experimentar

► EXPERIÊNCIA 1

PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES

1.ª Parte – Preparação de uma solução aquosa de cloreto de cobre(II)

MATERIAL:

- Vidro de relógio
- Balão volumétrico de 100 mL
- Funil de vidro
- Esguicho com água
- Cloreto de cobre(II) (CuCl_2)
- Balança
- Conta-gotas

PROCEDIMENTO:



Fig. 1

1. Num vidro de relógio pesar 4,0 g de cloreto de cobre(II).
2. Utilizando o funil, colocar o cloreto de cobre(II) no balão e, com a ajuda da água do esguicho, retirar os resíduos do sal que porventura tenham ficado colados ao vidro.
3. Adicionar água, com o auxílio do esguicho, até cerca de 3/4 do volume do balão. Tapar com a respectiva rolha o balão e agitar até à dissolução completa do cloreto de cobre(II) na água.
4. Acrescentar mais água ao balão até perfazer o volume de 100 mL (utilizar o conta-gotas se necessário).
5. Tapar o balão e agitar novamente até completa homogeneização.
6. Determinar a concentração mássica, a concentração molar e a concentração percentual da solução preparada.

2.ª Parte – Diluição de uma solução de cloreto de cobre(II) e determinação da respectiva concentração

MATERIAL:

- Solução de cloreto de cobre(II) preparada na 1.ª parte da experiência
- Balão volumétrico de 200 mL
- Esguicho com água

PROCEDIMENTO:

1. Verter a solução anterior para um balão de 200 mL.
2. Acrescentar mais água ao balão até perfazer o volume de 200 mL (utilizar o conta-gotas se necessário).
3. Determinar a concentração da solução.
4. Comparar as concentrações das soluções antes e depois da diluição.



Fig. 2



Atenção! O cloreto de cobre(II) é nocivo.

EXPERIÊNCIA 2**ELECTRÓLISE DA ÁGUA: OBTENÇÃO, IDENTIFICAÇÃO E VERIFICAÇÃO DAS PROPRIEDADES DO HIDROGÉNIO E DO OXIGÉNIO****MATERIAL:**

- Voltâmetro (dispositivo que permite realizar a electrólise da água)
- 2 pilhas secas de 4,5 V
- 1 lâmpada
- Suporte de lâmpada
- Fios de ligação
- Água destilada
- Borato de sódio
- Pavio
- Fósforos

PROCEDIMENTO:

1. Montar o circuito eléctrico que se mostra na figura 3.
2. Dissolver na água destilada do voltâmetro um pouco de borato de sódio*.
3. Fechar o circuito e aguardar que os tubos de ensaio fiquem cheios de gás.
4. Retirar o tubo A, voltado para baixo (que recolheu o gás que se libertou no eléctrodo ligado ao pólo negativo do gerador), aproximá-lo de uma chama de um fósforo e observar (Fig. 4).
5. Retirar o tubo B (que recolheu o gás que se libertou no eléctrodo ligado ao pólo positivo do gerador), aproximá-lo de um pavio em brasa e observar (Fig. 5).
6. Registrar as observações efectuadas.
7. Tirar conclusões acerca dos gases presentes em cada um dos tubos e indicar as propriedades de cada um deles.

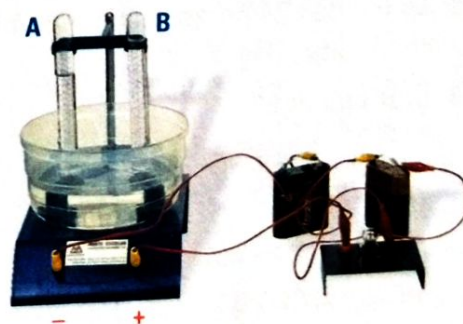


Fig. 3



Fig. 4



Fig. 5

*A água pura não conduz a corrente eléctrica. Por isso, adiciona-se borato de sódio (ou ácido sulfúrico) para se obter uma solução boa condutora da corrente eléctrica.

▶ EXPERIÊNCIA 3

OXIDAÇÃO DE METAIS E FACTORES QUE INTERVÊM

MATERIAL:

- 3 pregos de ferro
- Lixa
- Peça de folha de alumínio
- Fio de cobre
- Tabuleiro de cerâmica
- Copo
- Água
- Cloreto de sódio (sal de cozinha)

PROCEDIMENTO:

1. Limpar bem os pregos com lixa.
2. Enrolar à volta da cabeça de um prego a folha de alumínio.
3. Enrolar à volta de outro prego o fio de cobre.
4. Deixar o outro prego sem nada enrolado.
5. Colocar os três pregos num tabuleiro de cerâmica (Fig. 6).
6. Num copo com água morna dissolver uma colher de cloreto de sódio e verter a mistura para o tabuleiro que contém os pregos.
7. Deixar repousar durante 24 horas.
8. Ao fim das 24 horas registar as observações efectuadas (Fig. 7).
9. Tirar conclusões.

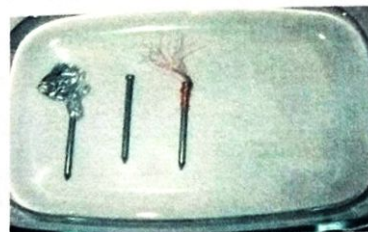


Fig. 6



Fig. 7

▶ EXPERIÊNCIA 4

REACÇÕES DE COMBUSTÃO

MATERIAL:

- Frascos com tampa
- Fita de magnésio
- Carvão
- Água de cal
- Arame
- Fósforos
- Lamparina de álcool

PROCEDIMENTO:

Fig. 8



Fig. 9



Fig. 10



Fig. 11

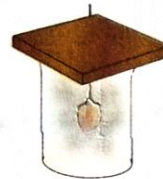


Fig. 12

1. Colocar uma fita de magnésio presa à tampa de um frasco (Fig. 8).
2. Com um fósforo, iniciar a combustão do magnésio e colocar rapidamente a tampa, com a fita de magnésio adaptada, no frasco (Fig. 9). Observar.
3. Colocar um pedaço de carvão (1 x 1 cm) suspenso de um arame preso à tampa de um frasco.
4. No frasco colocar cerca de 1 cm de altura de água de cal* (Fig. 10).
5. Aquecer o pedaço de carvão numa lamparina de álcool até este ficar incandescente (Fig. 11).
6. Colocar rapidamente a tampa, com o pedaço de carvão incandescente suspenso de um arame, no frasco com a água de cal (Fig. 12). Observar.
7. Registrar as observações efectuadas.
8. Tirar conclusões.

*A água de cal turva na presença de dióxido de carbono.

► EXPERIÊNCIA 5**FACTORES QUE INTERVÊM NA COMBUSTÃO DE SUBSTÂNCIAS****MATERIAL:**

- Vela
- Fósforos
- Campânula de vidro

PROCEDIMENTO:

1. Acender uma vela com um fósforo e deixar que esteja acesa durante algum tempo (Fig. 13).
2. Tapar a vela com uma campânula de vidro e observar (Fig. 14).
3. Registrar as observações efectuadas.
4. Dar uma explicação para o sucedido.



Fig.13



Fig. 14

Actividades

1. Indica as propriedades físicas da água.
2. O que significa o termo dureza da água?
3. Coloca na ordem correcta as seguintes etapas a que a água é submetida para o abastecimento das populações: distribuição, captação, tratamento.
4. Assinala com X as etapas que fazem parte do tratamento da água.

Filtração		Fertilização	
Correcção do pH		Desinfecção	
Clivagem		Exploração	
Coagulação		Fluoração	
Floculação		Oxidação	
Condensação		Redução	
Aeração		Catálise	

5. O tratamento da água envolve várias etapas. Escolhe uma delas e explica como se faz e qual é a sua finalidade.
6. Indica três características que uma água deve ter para ser considerada potável, ou seja, própria para consumo humano.
7. Sendo a maior parte do Globo terrestre coberto por água, como se explica o alerta sobre a escassez deste precioso líquido?
8. Classifica cada um dos seguintes poluentes que contaminam as águas.
 - (A) Detritos vegetais
 - (B) Excrementos de gado
 - (C) Barco naufragado
 - (D) Derrame de petróleo
 - (E) Esgoto público
 - (F) Microrganismos parasitas
9. Qual a diferença entre os ciclos da água curto e longo? Caracteriza o ciclo curto da água.
10. Quais são as principais fontes de água para consumo em Moçambique?
11. Sugere algumas formas que contribuem para economizar a água.

12. Cita três princípios da Declaração Universal dos Direitos da Água, redigida pela ONU em 1992-03-22.

13. Define os seguintes conceitos e dá um exemplo para cada um deles.

- a) Solução.
- b) Solvente.
- c) Solução aquosa.
- d) Solubilidade.
- e) Solução gasosa.
- f) Solução sólida.

14. Considera volumes iguais de soluções X e Y. A primeira solução (X) é mais concentrada do que a segunda (Y). Classifica as seguintes afirmações de verdadeira (V) ou falsa (F).

A solução Y pode obter-se por diluição da solução X.	
A quantidade de solvente da solução X é maior do que a da solução Y.	
O volume de uma solução é dado pela quantidade de solvente.	
A quantidade de soluto da solução Y é menor do que a da solução X.	

15. Para preparar uma solução dissolveram-se 200 g de um sal em 800 mL de água. Determina a concentração percentual da solução.

16. Sabendo que cerca de 70% da massa do corpo humano é constituída pela água, estima a massa de água, em gramas, para uma mulher de 65 kg.

17. Foram preparadas três soluções de ácido sulfúrico (H_2SO_4) com:

- A: 200 mL de solução de ácido sulfúrico com 0,1 M
- B: 100 mL de solução de ácido sulfúrico com 0,3 M
- C: 200 mL de solução de ácido sulfúrico com 0,2 M

- a) Em qual das soluções a concentração de ácido sulfúrico é maior?
- b) Qual dos copos contém maior quantidade de ácido sulfúrico?

18. Qual é a concentração molar (c_M) da solução que se forma quando se dissolvem, em água, 4,0 g de hidróxido de sódio (NaOH) até um litro de solução?

19. Qual é a massa (em g) de hidróxido de sódio necessária para formar um litro de uma solução com concentração 0,5 M?

20. Qual o volume (em mililitros) de solução necessário para preparar uma solução com 16 g de hidróxido de sódio e concentração 1,0 M?

21. Qual a massa, em gramas, de ácido sulfúrico contida em 500 mL de solução com concentração 0,05 mol/mL?

22. Qual é a concentração molar dos iões cloreto que se formam quando se dissolvem, em água, 33,3 g de cloreto de cálcio (CaCl_2) até perfazer 800 mL de solução?
23. Qual é a massa (em g) de carbonato de sódio (Na_2CO_3) necessária para preparar 200 mL de uma solução em que a concentração dos iões Na^+ seja 0,5 M?
24. Calcule o volume de água que se deve adicionar a 13,5 g de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) para preparar uma solução deste composto com a concentração 0,5 mol/dm³.
25. O ácido sulfúrico concentrado tem a densidade de 1,80 kg/m³. Foram preparados 300 mL de uma solução do ácido a 0,01 M.
- a) Calcula a massa de ácido sulfúrico contida na solução.
- b) Calcula o volume de ácido sulfúrico necessário para preparar a solução.
- c) Qual é o volume de água que se deve adicionar ao ácido sulfúrico para preparar a solução?
26. Uma solução aquosa com concentração 0,30 M em peróxido de hidrogénio (H_2O_2) foi dividida em partes iguais e colocada em dois copos (A e B). Foi acrescentada ao copo B uma porção de água destilada para efectuar uma diluição.

a) Preenche a seguinte tabela.

COPO	VOLUME DA SOLUÇÃO V/L	MOLARIDADE c_M/M	N.º DE MOLES n/mol
A	0,60		0,18
B	0,90	0,20	

b) A relação das duas soluções quanto à concentração é ...

- (A) ... $c_A = c_B$. (B) ... $c_A < c_B$. (C) ... $c_A > c_B$. (D) ... nenhuma.
(Selecciona a opção correcta.)

c) A relação das duas soluções quanto à quantidade do soluto (peróxido de hidrogénio) é...

- (A) ... $n_A = n_B$. (B) ... $n_A < n_B$. (C) ... $n_A > n_B$. (D) ... nenhuma.
(Selecciona a opção correcta.)

d) A concentração percentual do peróxido de hidrogénio na solução A é...

- (A) ... $c_p = 0,3\%$. (B) ... $c_p = 0,6\%$. (C) ... $c_p = 10\%$. (D) ... $c_p = 18\%$.
(Selecciona a opção correcta.)

27. Selecciona a opção que indica o nome do cientista que descreveu, na época, o hidrogénio como "gás inflamável dos metais".

- (A) Cavendish (B) Lavoisier (C) Priestley (D) Scheele

28.

- a) Escreve a equação acertada da reacção descoberta por Lavoisier: combinação de oxigénio e hidrogénio para formar água.
- b) Completa a seguinte tabela de modo a fazeres uma descrição qualitativa e quantitativa (em número de moles) dos reagentes e dos produtos da reacção.

FÓRMULA	NOME	REAGENTE OU PRODUTO DA REACÇÃO?	N.º DE MOLES

- c) Indica os pontos de fusão e de ebulição do composto formado.
- d) Qual a massa (em g) de H_2 consumida na reacção com 80 g de O_2 ?

29.

- a) Menciona 3 propriedades físicas do hidrogénio.
- b) Explica como pode ser identificado este gás (H_2).

30. Define os seguintes conceitos químicos.

- a) Oxidação.
- b) Óxido.
- c) Combustão.
- d) Comburente.
- e) Combustível.

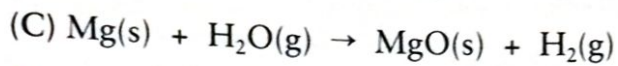
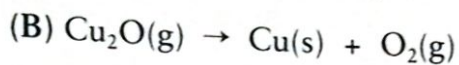
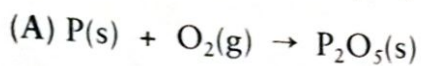
31. Dá o nome e classifica os seguintes óxidos.

- a) Ag_2O
- b) PbO_2
- c) SO_3
- d) Cu_2O

32. Escreve as fórmulas dos óxidos de azoto (II, III, IV e V) e indica para cada um o respectivo nome.

33.

a) Acerta as seguintes equações químicas:



b) Faz corresponder às reacções químicas da alínea anterior, usando as letras A, B e C, um dos seguintes processos:

1 – Redução

2 – Oxidação

3 – Redox

34. Escreve e acerta as equações químicas das seguintes reacções.

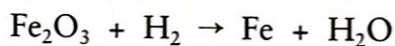
a) Obtenção de hidrogénio a partir do cálcio e da água.

b) Obtenção de oxigénio a partir do clorato de potássio ($KClO_3$).

c) Formação do óxido de vanádio (V) a partir de vanádio e oxigénio.

35.

a) Considera a seguinte equação redox.



Acerta-a, indica os processos de oxidação e de redução e os respectivos agentes oxidantes e redutores.

b) Selecciona a opção correcta que indica a proporção molar entre Fe_2O_3 e Fe na equação da reacção.

(A) 1:1

(B) 1:2

(C) 2:1

(D) 2:3

c) Sobre a reacção redox, preenche a tabela de forma a completares as seguintes frases com os respectivos processos e agentes.

(A)	(C)
(B)	(D)

A passagem de Fe_2O_3 para Fe é uma (A) e de H_2 para H_2O é uma (B).

O agente oxidante é (C) e o agente redutor é (D).

36. Calcula a composição centesimal de oxigénio no P_2O_5 , sabendo que as massas atómicas dos elementos são: $M_A(P) = 31 \text{ u}$ e $M_A(O) = 16 \text{ u}$.

37. Calcula a quantidade de P_2O_5 existente em 40 g deste composto.

38. No laboratório o oxigénio (O_2) pode ser preparado a partir da decomposição catalítica do peróxido de hidrogénio.

a) Escreve a equação química acertada dessa reacção.

b) Qual é a função do catalisador?

39. Palavras cruzadas

Horizontais

3. Na atmosfera existe uma camada desta substância que nos protege dos raios UV.

4. Fonte de energia que está em contínua renovação.

7. O elemento mais leve da Natureza.

9. Substância que aumenta/diminui a velocidade de uma reacção química.

12. Substância que alimenta a combustão.

13. Mistura de gases a altas temperaturas que emite luz.

14. É composta por um soluto e um solvente.

Verticais

1. Reacção que ocorre com libertação de energia.

2. Substância que se dispersa na solução.

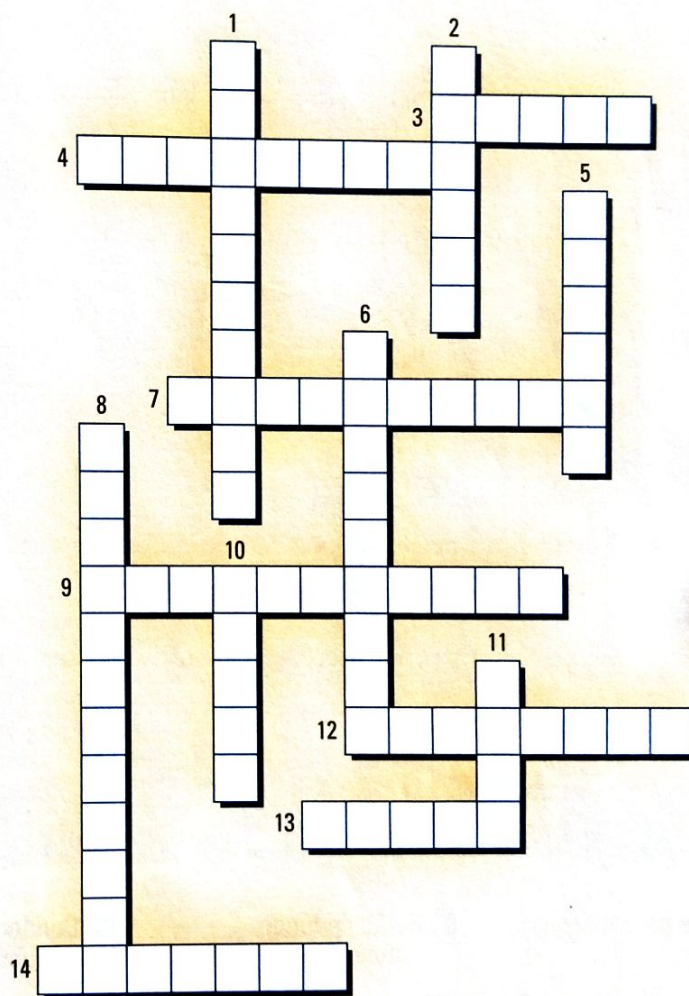
5. Produtos das combustões.

6. É a reacção entre um combustível e um comburente.

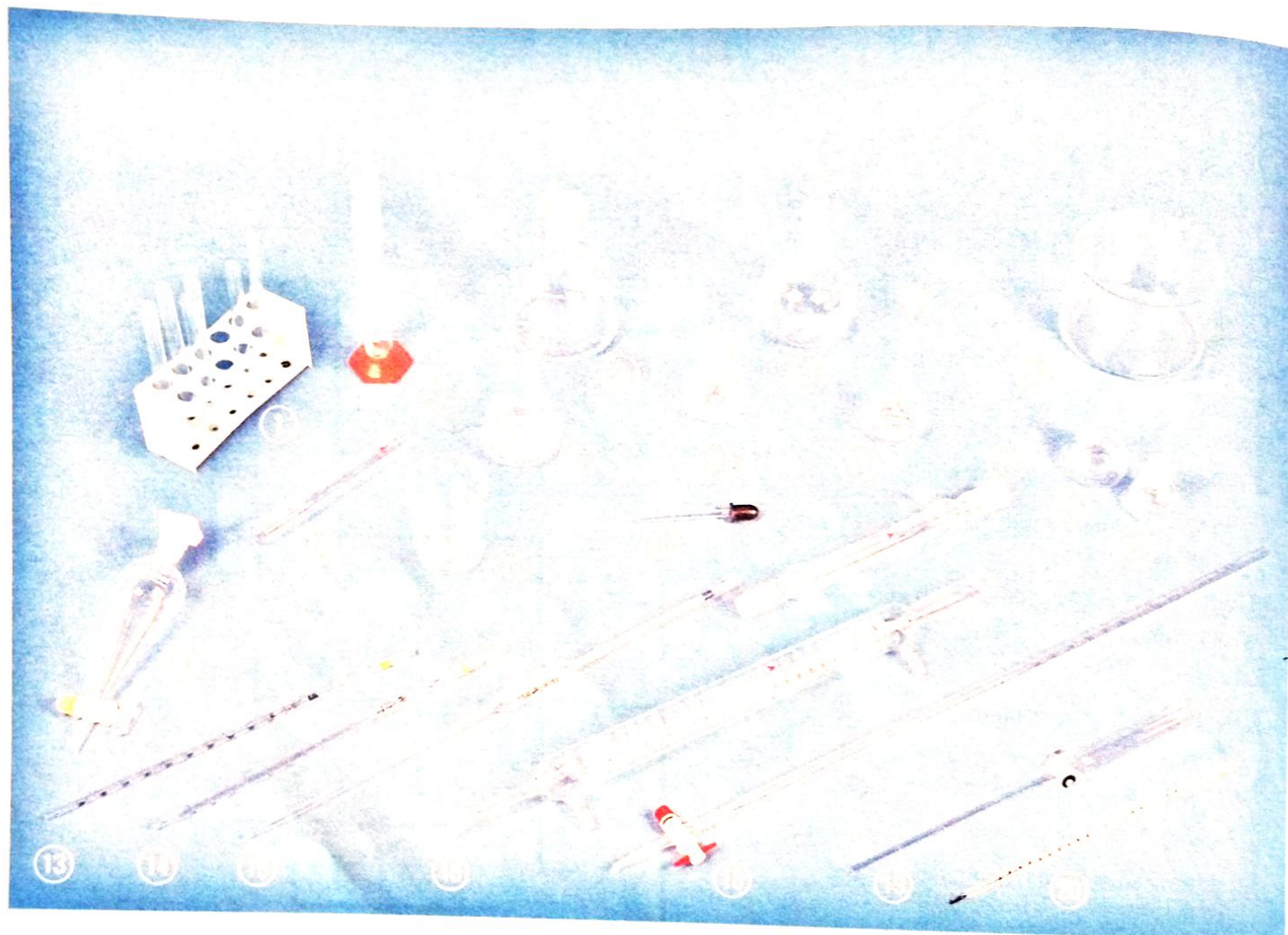
8. Indica a quantidade de soluto num determinado volume de solução.

10. Elemento mais abundante da atmosfera terrestre.

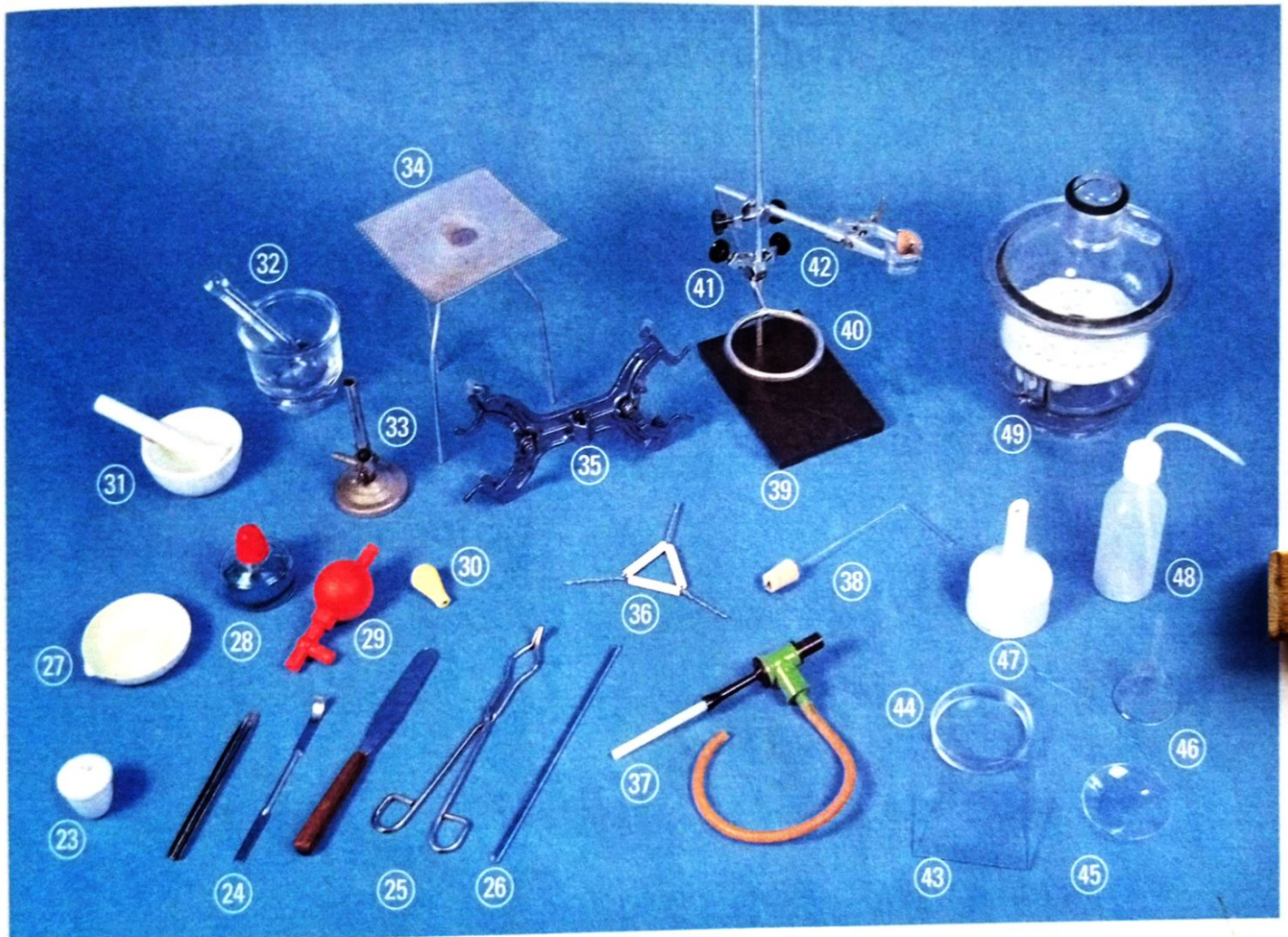
11. Substância que cobre a maioria da superfície da Terra e é essencial para a vida.



Material de uso corrente no laboratório de Química



- | | | | |
|---------------------------------|--------------------------|-----------------------------|------------------------|
| ① Suporte para tubos de ensaio | ⑧ Balão de fundo redondo | ⑫ Condensador de serpentina | ⑮ Cadinho de porcelana |
| ② Proveta | ⑨ Balão de fundo plano | ⑬ Condensador de Liebig | ⑯ Espátulas |
| ③ Kitasato | ⑩ Pipeta Pasteur | ⑭ Bureta | ⑰ Pinça de cadinhos |
| ④ Ampola de decantação | ⑪ Balão volumétrico | ⑱ Funil de carga | ⑲ Vareta de vidro |
| ⑤ Tubo de ensaio | ⑫ Tina de vidro | ⑳ Termómetro | ⑳ Cápsula de porcelana |
| ⑥ Matraz ou balão de Erlenmeyer | ⑬ Pipeta graduada | ㉑ Picnómetro de líquidos | |
| ⑦ Gobelé | ⑭ Pipeta graduada | ㉒ Picnómetro de sólidos | |
| | ⑮ Pipeta volumétrica | | |



- ②⑧ Lamparina de álcool
- ②⑨ Pompete
- ③⑦ Tetina de borracha
- ③① Almofariz de porcelana
- ③② Almofariz de vidro
- ③③ Bico de Bunsen

- ③④ Tripé com rede metálica
- ③⑤ Suporte de buretas
- ③⑥ Triângulo de porcelana
- ③⑦ Trompa de vácuo
- ③⑧ Tubo abdutor

- ③⑨ Suporte universal
- ④⑦ Argola
- ④① Noz
- ④② Garra
- ④③ Lâmina de vidro
- ④④ Caixa de Petri

- ④⑤ Vidro de relógio
- ④⑥ Funil de vidro
- ④⑦ Funil de Büchner
- ④⑧ Esguicho
- ④⑨ Exsicador

BIBLIOGRAFIA

- BARROS, J. A. P. (1993). *Introdução à História da Química*. Maputo: ISP, p. 110.
- BARROS, J. A. P. (1991). *Práticas de Química Geral e Inorgânica*, ISP, Maputo, 25p.
- BARROS, José (1993). *Introdução à Química Geral e Inorgânica-II*. Maputo: ISP, p. 110.
- BOECK, H. et al. (1978). *Chemische Schulexperimente*, Band 3, Anorganische Chemie, zweiter Teil. Volk und Wissen, Volkseigener Verlag Berlin.
- BRADLEY, J. (2002). *Experiências de microquímica – módulos avançados de ensino e aprendizagem*. Magister Press.
- CARVALHÔ, G. C. (1976). *Química moderna*, 2.º vol., distribuição da Livraria Nobel, SP – Brasil.
- CHANG, R. (1994). *Química* 5.ª ed., São Paulo: McGraw-Hill.
- FONSECA, A. P. (2002). *Passatempos de Ciências Físico-Químicas*, 1.º vol. Porto: Porto Editora.
- FONSECA, A. P. (2002). *Passatempos de Ciências Físico-Químicas*, 2.º vol. Porto: Porto Editora.
- FONSECA, A. P. (2003). *Passatempos de Ciências Físico-Químicas*, 4.º vol. Porto: Porto Editora.
- JANKE, Bruno, BARROS, J. A. P. (1989). *Química Geral e Inorgânica*, Compêndio para o 1.º ano. Maputo: ISP, Maputo, p. 169.
- RUSSEL, John B. (1994). *Química Geral*, vol. 1, 2.ª ed. Brasil: Makron Books.
- RUSSEL, John B. (1994). *Química Geral*, vol. 2, 2.ª ed. Brasil: Makron Books.
- SARDELA, A., LEMBO, A. (1993). *Química*, vol. 1 São Paulo: Ática.
- SCHALLIES M. et al. (1998). *Das Minilabor*.
- SIMÕES, José A. Martinho et al. (2000). *Guia do Laboratório de Química e Bioquímica*. LIDEL.
- http://pt.wikipedia.org/wiki/Unidade_de_massa_at%C3%B4mica.
- <http://br.images.search.yahoo.com/search/images>.
- <http://www.ph-heidelberg.de/wp/schallie/minilab/index.htm>.

Tabela Periódica dos Elementos

Grupo 1	1 1,008 H Hidrogénio	Grupo 2	2 4,003 He Hélio
2	3 6,94 Li Lítio	3	4 23,8 Be Berílio
3	11 22,99 Na Sódio	12	24,35 Mg Magnésio
4	19 39,10 K Potássio	20	40,08 Ca Cálcio
5	37 85,47 Rb Rubídio	38	87,62 Sr Estrôncio
6	55 132,9 Cs Césio	56	137,3 Ba Bário
7	87 [223] Fr Frâncio	88	[226] Ra Rádio
8	9	10	11
9	17 35,45 Cl Cloro	18	39,95 Ar Argônio
10	8	9	10
11	7	8	9
12	6	7	8
13	5	6	7
14	13 26,98 Al Alumínio	14	28,085 Si Silício
15	15 30,97 P Fósforo	16	32,06 S Enxofre
16	14	15	16
17	13	14	15
18	31 69,72 Ga Gálio	32	72,63 Ge Germaniô
19	30	31	32
20	29	30	31
21	28	29	30
22	27	28	29
23	26	27	28
24	25	26	27
25	24	25	26
26	23	24	25
27	22	23	24
28	21	22	23
29	20	21	22
30	19	20	21
31	18	19	20
32	17	18	19
33	16	17	18
34	15	16	17
35	14	15	16
36	13	14	15
37	12	13	14
38	11	12	13
39	10	11	12
40	9	10	11
41	8	9	10
42	7	8	9
43	6	7	8
44	5	6	7
45	4	5	6
46	3	4	5
47	2	3	4
48	1	2	3
49	0	1	2
50	0	1	2
51	0	1	2
52	0	1	2
53	0	1	2
54	0	1	2
55	0	1	2
56	0	1	2
57	0	1	2
58	0	1	2
59	0	1	2
60	0	1	2
61	0	1	2
62	0	1	2
63	0	1	2
64	0	1	2
65	0	1	2
66	0	1	2
67	0	1	2
68	0	1	2
69	0	1	2
70	0	1	2
71	0	1	2
72	0	1	2
73	0	1	2
74	0	1	2
75	0	1	2
76	0	1	2
77	0	1	2
78	0	1	2
79	0	1	2
80	0	1	2
81	0	1	2
82	0	1	2
83	0	1	2
84	0	1	2
85	0	1	2
86	0	1	2
87	0	1	2
88	0	1	2
89	0	1	2
90	0	1	2
91	0	1	2
92	0	1	2
93	0	1	2
94	0	1	2
95	0	1	2
96	0	1	2
97	0	1	2
98	0	1	2
99	0	1	2
100	0	1	2
101	0	1	2
102	0	1	2
103	0	1	2
104	0	1	2
105	0	1	2
106	0	1	2
107	0	1	2
108	0	1	2
109	0	1	2
110	0	1	2
111	0	1	2
112	0	1	2
113	0	1	2
114	0	1	2
115	0	1	2
116	0	1	2
117	0	1	2
118	0	1	2
119	0	1	2
120	0	1	2
121	0	1	2
122	0	1	2
123	0	1	2
124	0	1	2
125	0	1	2
126	0	1	2
127	0	1	2
128	0	1	2
129	0	1	2
130	0	1	2
131	0	1	2
132	0	1	2
133	0	1	2
134	0	1	2
135	0	1	2
136	0	1	2
137	0	1	2
138	0	1	2
139	0	1	2
140	0	1	2
141	0	1	2
142	0	1	2
143	0	1	2
144	0	1	2
145	0	1	2
146	0	1	2
147	0	1	2
148	0	1	2
149	0	1	2
150	0	1	2
151	0	1	2
152	0	1	2
153	0	1	2
154	0	1	2
155	0	1	2
156	0	1	2
157	0	1	2
158	0	1	2
159	0	1	2
160	0	1	2
161	0	1	2
162	0	1	2
163	0	1	2
164	0	1	2
165	0	1	2
166	0	1	2
167	0	1	2
168	0	1	2
169	0	1	2
170	0	1	2
171	0	1	2
172	0	1	2
173	0	1	2
174	0	1	2
175	0	1	2
176	0	1	2
177	0	1	2
178	0	1	2
179	0	1	2
180	0	1	2
181	0	1	2
182	0	1	2
183	0	1	2
184	0	1	2
185	0	1	2
186	0	1	2
187	0	1	2
188	0	1	2
189	0	1	2
190	0	1	2
191	0	1	2
192	0	1	2
193	0	1	2
194	0	1	2
195	0	1	2
196	0	1	2
197	0	1	2
198	0	1	2
199	0	1	2
200	0	1	2
201	0	1	2
202	0	1	2
203	0	1	2
204	0	1	2
205	0	1	2
206	0	1	2
207	0	1	2
208	0	1	2
209	0	1	2
210	0	1	2
211	0	1	2
212	0	1	2
213	0	1	2
214	0	1	2
215	0	1	2
216	0	1	2
217	0	1	2
218	0	1	2
219	0	1	2
220	0	1	2
221	0	1	2
222	0	1	2
223	0	1	2
224	0	1	2
225	0	1	2
226	0	1	2
227	0	1	2
228	0	1	2
229	0	1	2
230	0	1	2
231	0	1	2
232	0	1	2
233	0	1	2
234	0	1	2
235	0	1	2
236	0	1	2
237	0	1	2
238	0	1	2
239	0	1	2
240	0	1	2
241	0	1	2
242	0	1	2
243	0	1	2
244	0	1	2
245	0	1	2
246	0	1	2
247	0	1	2
248	0	1	2
249	0	1	2
250	0	1	2
251	0	1	2
252	0	1	2
253	0	1	2
254	0	1	2
255	0	1	2
256	0	1	2
257	0	1	2
258	0	1	2
259	0	1	2
260	0	1	2
261	0	1	2
262	0	1	2
263	0	1	2
264	0	1	2
265	0	1	2
266	0	1	2
267	0	1	2
268	0	1	2
269	0	1	2
270	0	1	2
271	0	1	2
272	0	1	2
273	0	1	2
274	0	1	2
275	0	1	2
276	0	1	2
277	0	1	2
278	0	1	2
279	0	1	2
280	0	1	2
281	0	1	2
282	0	1	2
283	0	1	2
284	0	1	2
285	0	1	2
286	0	1	2
287	0	1	2
288	0	1	2
289	0	1	2
290	0	1	2
291	0	1	2
292	0	1	2
293	0	1	2
294	0	1	2
295	0	1	2
296	0	1	2
297	0	1	2
298	0	1	2
299	0	1	2
300	0	1	2

Distribuição electrónica por níveis de energia
 Massa atómica (A)
 Nome
 N.º atómico (Z)
 Configuração electrónica
 Símbolo químico (S)

Fe
Ferro

26
55,845
[Ar] 3d⁶ 4s²

(*) Massas atómicas relativas ao átomo de carbono-12 e recomendadas pela IUPAC em 2010. Para elementos sem núcleos estáveis os valores apresentados entre parêntesis retos [] indicam o número de massa do isótopo mais estável desse elemento.

Período

Per

Símbolos da República de Moçambique

BANDEIRA



EMBLEMA



HINO NACIONAL

Pátria Amada

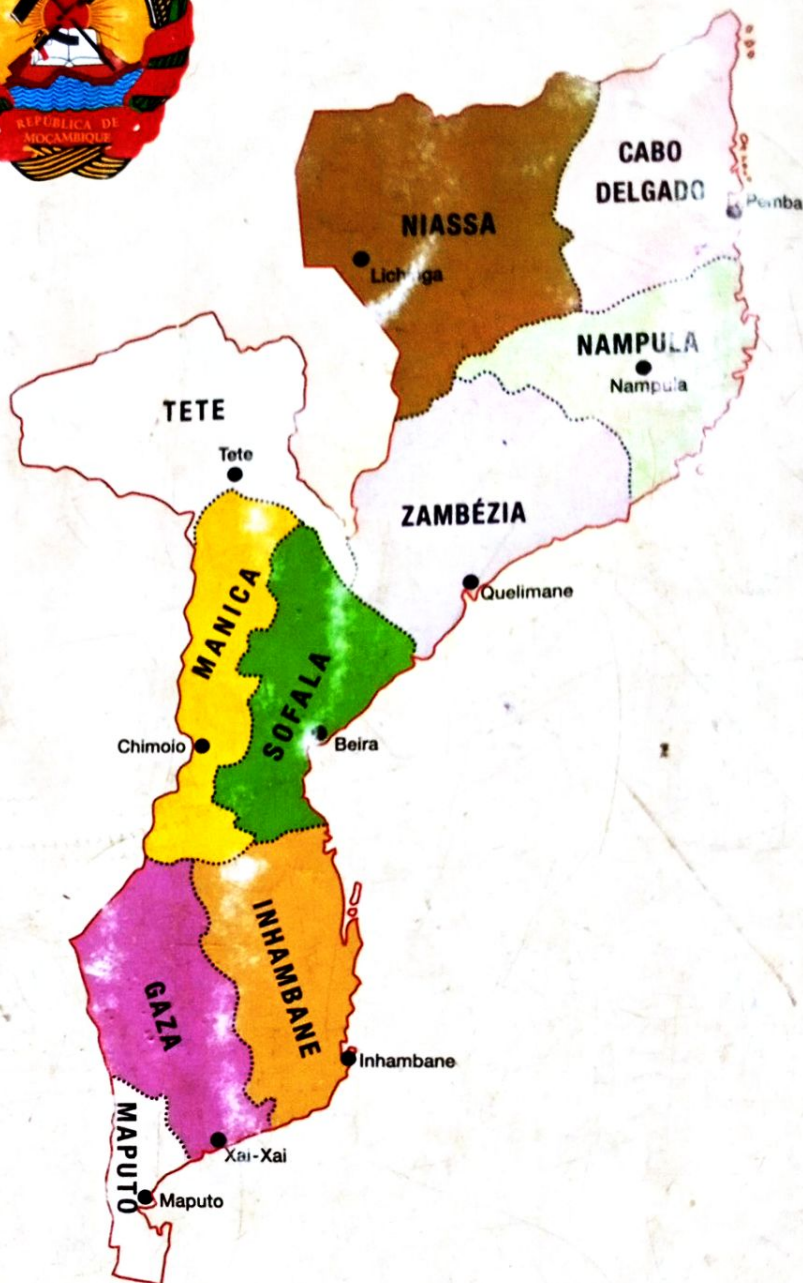
Na memória de África e do Mundo,
Pátria bela dos que ousaram lutar
Moçambique o teu nome é liberdade
O sol de Junho para sempre brilhará

Coro

Moçambique nos sa terra gloriosa
pedra a pedra construindo o novo dia
milhões de braços, uma só força
ó pátria amada vamos vencer!

Povo unido do Rovuma ao Maputo
colhe os frutos do combate pela Paz
cresce o sonho ondulando na Bandeira
e vai lavrando na certeza do amanhã

Flores brotando do chão do teu suor
pelos montes, pelos rios, pelo mar
nós juramos por ti, ó Moçambique:
nenhum tirano nos irá escravizar



8.^a classe

Química

Miguel Mussa Ernesto / José António P. de Barros

LIVRO DO ALUNO

www.piraeditores.co.mz

09049.14



ISBN 978-972-0-09049-2