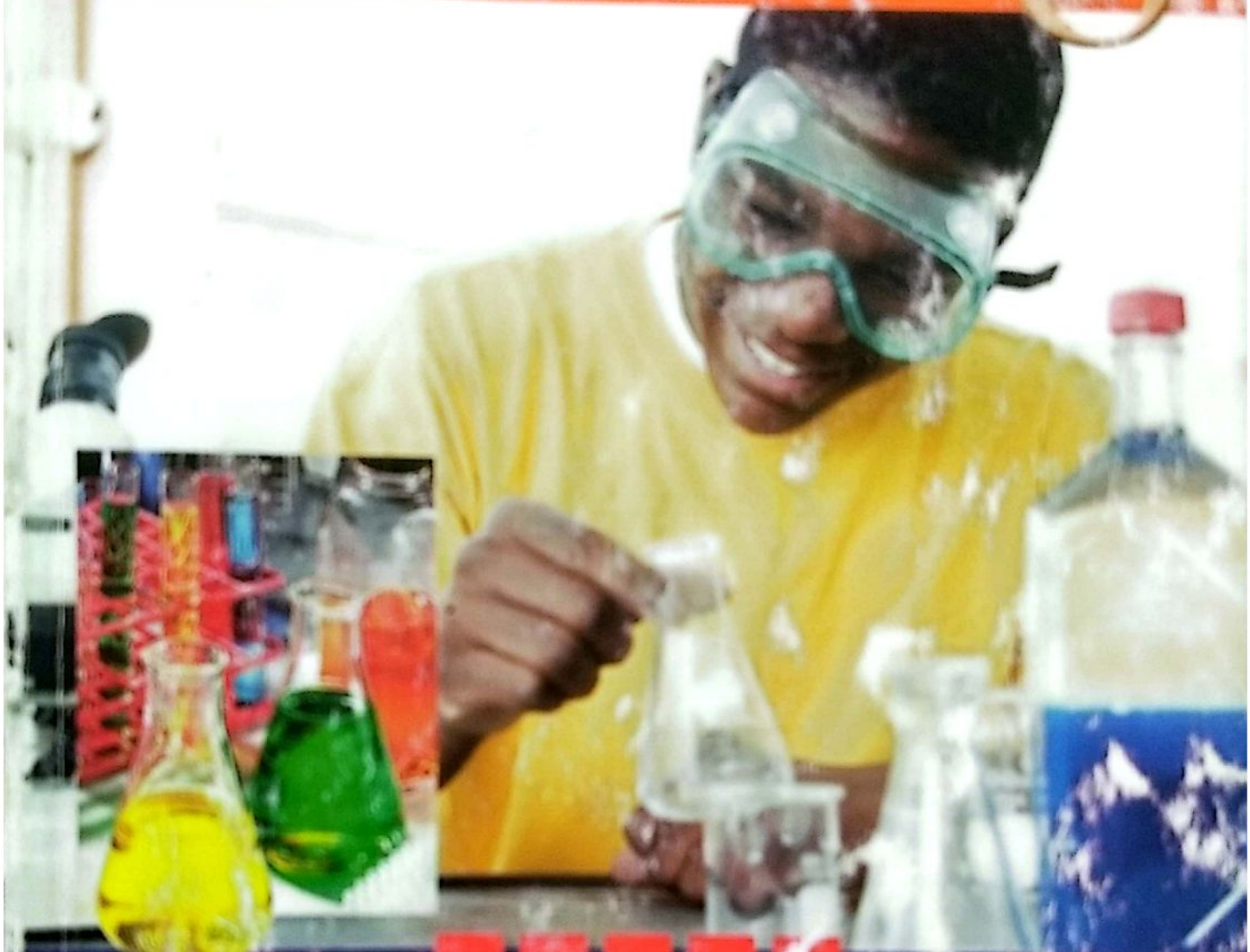


NOVO CONTEÚDO DE
ENSINO SECUNDÁRIO

Ana Paula Cambendo
Estevão Cocho

8

QUÍMICA - 8.ª CLASSE



Saber

QUÍMICA


Longman
Moçambique

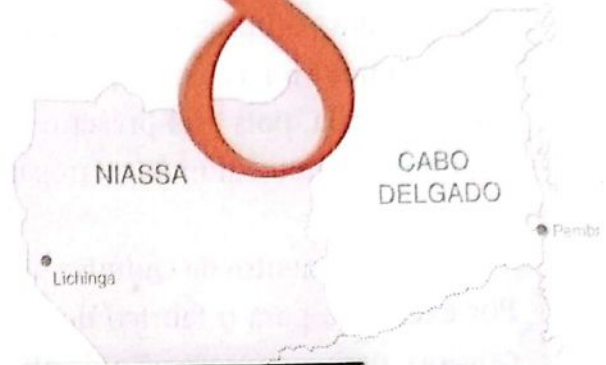


Saber

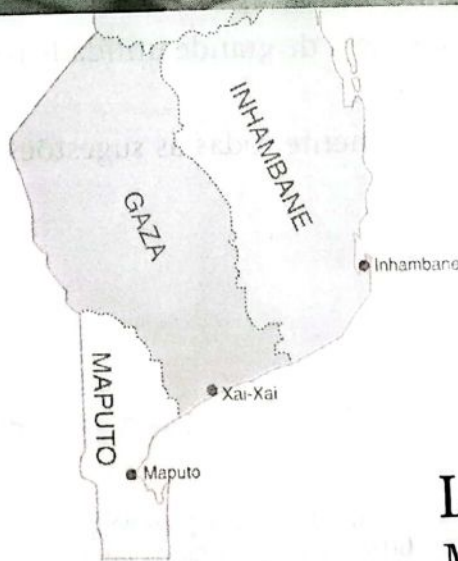
QUÍMICA

QUÍMICA - 8.ª CLASSE

8



Ana Paula Camuendo
Estevão Cocho




Longman
Moçambique

Introdução

Este livro foi concebido com a finalidade de te proporcionar uma nova abordagem dos conteúdos da Química, possibilitando o desenvolvimento de capacidades, habilidades e atitudes.

A Química é uma ciência que contribui bastante para a melhoria da qualidade da nossa vida, pois está presente no nosso dia-a-dia.

Contudo, muitos alunos interrogam-se: «Para quem são úteis os conhecimentos da Química?»

Os conhecimentos da Química são úteis nos vários sectores socioeconómicos. Por exemplo, para o fabrico de vestuário, de medicamentos, de adubos, de calçado, para a conservação de alimentos, etc.

Aprender Química não é apenas decorar fórmulas, equações químicas, conceitos, etc. Aprender Química é saber explicar os fenómenos que nos rodeiam e usar os conhecimentos adquiridos para procurar resolver os problemas do quotidiano e encontrar alternativas para melhorar as condições da nossa vida.

O livro está estruturado em quatro unidades temáticas, cada uma apresentando uma parte teórica e outra prática.

A parte prática contém actividades experimentais que poderão desempenhar um papel importante no desenvolvimento das capacidades e habilidades de, entre outras, observar e descrever fenómenos, avaliar factos, comunicar, seleccionar materiais, relacionar e usar informações diversas, etc.

Os conteúdos abordados neste livro foram seleccionados obedecendo ao novo Programa de Ensino.

Acreditamos que a obra será de grande utilidade para todos os alunos que iniciam o estudo da Química.

Agradecemos antecipadamente todas as sugestões e observações que nos venham a ser enviadas.

Os Autores



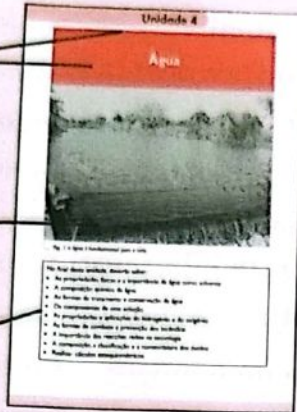
Estrutura do livro

O Livro do Aluno de Química para a 8.^a classe é composto por quatro unidades temáticas, que apresentam a seguinte estrutura:

Indicação da Unidade e do tema nela tratado

Imagem motivadora

Objectivos da unidade



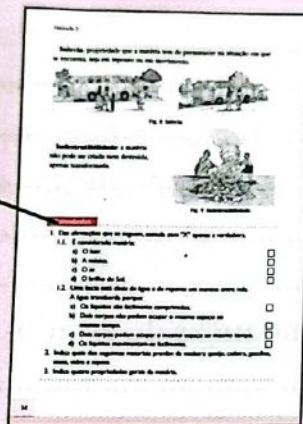
Textos explicativos

Explicação de conceitos

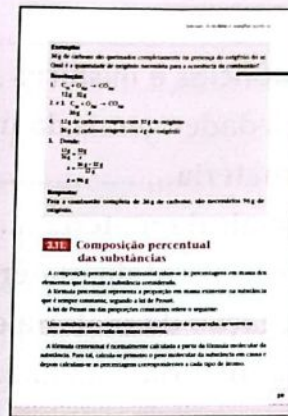
Imagens/Figuras/Tabelas de apoio



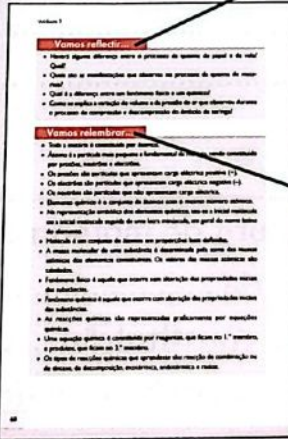
Actividades para exercitação (questionários, exercícios de escolha múltipla, etc.)



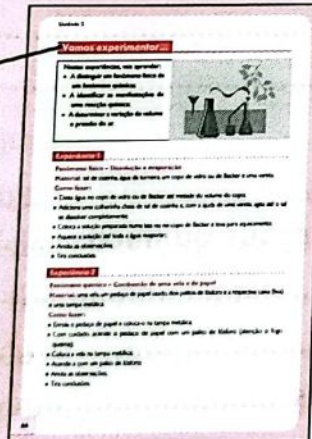
Exemplos de exercícios resolvidos



Vamos reflectir... Perguntas que recordam os conteúdos desenvolvidos na Unidade



Vamos experimentar... Experiências simples que tratam os conteúdos abordados



Vamos relembrar... Resumo/síntese da matéria estudada na Unidade



Este livro do inclui ainda um prático marcador, com informação útil para o aluno.



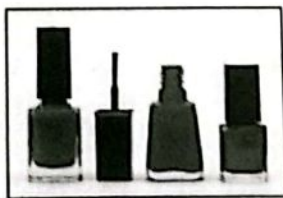
Índice

	Pág.
Unidade 1 Introdução ao estudo da Química.....	1
1.1. Conceito e objecto de estudo da Química.....	2
1.2. História do surgimento da Química como ciência.....	3
1.2.1. A Química na Pré-História e na Antiguidade	4
1.2.2. A Química na sociedade moderna e contemporânea.....	4
1.3. Relação da Química com outras ciências.....	6
1.4. Importância da Química na sociedade	6
1.5. A Química como ciência experimental.....	7
1.6. Regras e normas de higiene e segurança no laboratório.....	8
1.6.1. Alguns símbolos de aviso para produtos perigosos	9
Vamos lembrar... ..	10
Unidade 2 Substâncias e misturas	11
2.1. Conceito e propriedades gerais da matéria.....	12
2.1.1. O conceito de matéria.....	12
2.1.2. Propriedades gerais da matéria	12
2.1.3. Propriedades específicas da matéria.....	15
2.1.4. Estados de agregação da matéria e mudanças de estado	17
2.1.5. Classificação da matéria	19
Vamos experimentar... ..	28
Vamos reflectir... ..	31
Vamos lembrar... ..	31
Unidade 3 Estrutura da matéria e reacções químicas	33
3.1. Estrutura da matéria	34
3.1.1. O átomo e a sua constituição.....	34
3.2. Elemento químico e símbolos químicos	36
3.2.1. Elemento químico.....	36
3.2.2. Símbolos químicos	37
3.3. Classificação dos elementos químicos	39
3.3.1 Propriedades comuns dos metais	39
3.3.2 Propriedades comuns dos ametais	40
3.4. Substâncias elementares e compostas	40
3.4.1. Moléculas e sua classificação	41

3.5. Fórmulas das substâncias.....	42
3.5.1. Montagem de uma fórmula química	43
3.5.2. Composição das fórmulas químicas segundo as valências dos elementos.....	44
3.6. Determinação da massa molecular	46
3.7. Reacções químicas.....	49
3.7.1. Fenómenos físicos e químicos	49
3.8. Equações químicas: representação e interpretação. Acerto das equações químicas	52
3.8.1. Representação e acerto das equações químicas	52
3.8.2. Interpretação das equações químicas.....	54
3.9. Tipos de reacções químicas.....	55
3.9.1. Reacção de combinação ou de síntese.....	55
3.9.2. Reacção de decomposição.....	56
3.9.3. Reacção exotérmica	56
3.9.4. Reacção endotérmica	56
3.9.5. Reacção redox.....	56
3.10. Cálculos estequiométricos	58
3.11. Composição percentual das substâncias.....	59
3.12. Mole e número de Avogadro.....	61
3.13. Volume molar e massa molar	63
Vamos experimentar... ..	66
Vamos reflectir... ..	68
Vamos lembrar... ..	68
<hr/>	
Unidade 4 Água.....	69
4.1. Existência da água na Natureza	70
4.2. Propriedades físicas e importância da água.....	70
4.2.1. Propriedades físicas da água.....	70
4.2.2. Importância da água para a sociedade	70
4.3. Qualidade da água	71
4.4. Fontes e formas de abastecimento de água para o consumo	73
4.5. Tratamento e conservação da água	74
4.5.1. Agentes poluentes da água	75
4.5.2. Doenças causadas pela água contaminada	76
4.6. Ciclo da água e sua importância	78
4.7. Água como solvente	79
4.7.1. Solubilidade das substâncias	79

4.7.2. Soluções	80
4.8. Hidrogénio.....	86
4.8.1. História da descoberta do hidrogénio.....	86
4.8.2. Existência do hidrogénio na Natureza.....	86
4.8.3. Obtenção industrial e laboratorial do hidrogénio	87
4.8.4. Propriedades físicas e aplicações do hidrogénio.	
Propriedades químicas.....	90
4.9. Reacções redox e sua importância na tecnologia.....	91
4.9.1. Produção do ferro bruto	92
4.10. Oxigénio	93
4.10.1. História da descoberta do oxigénio.....	94
4.10.2. Existência do oxigénio na Natureza.....	94
4.10.3. Obtenção industrial e laboratorial do oxigénio	94
4.10.4. Propriedades físicas do oxigénio	96
4.10.5. Aplicações do oxigénio	97
4.11. Composição do ar e sua importância como matéria-prima.	
Poluição do ar	98
4.11.1. Composição do ar e sua importância como matéria-prima	98
4.11.2. Poluição do ar.....	99
4.12. Propriedades físicas e obtenção do ozono. Importância da camada de ozono	102
4.12.1. Propriedades físicas e obtenção do ozono	102
4.12.2. Importância da camada de ozono.....	103
4.13. Óxidos: definição, classificação e nomenclatura. Oxidação lenta e oxidação rápida.....	104
4.13.1. Classificação dos óxidos.....	105
4.13.2. Nomenclatura dos óxidos	105
4.13.3. Oxidação dos metais e os factores que a favorecem.....	106
4.13.4. Combustão (oxidação rápida)	108
4.13.5. Estrutura da chama	109
4.13.6. Incêndios: prevenção e combate	110
4.13.7. Combustíveis e o ambiente.....	111
4.14. Termoquímica	113
Vamos experimentar... ..	116
Vamos reflectir... ..	119
Vamos relembrar... ..	119
Tabela de massas atómicas relativas.....	121

Introdução ao estudo da Química



..... Fig. 1 Estudar Química é estudar tudo aquilo com que contactamos no nosso quotidiano.

No final desta unidade, deverás saber:

- O que é a Química
- A importância da Química na sociedade
- A história do surgimento da Química como ciência
- As regras e normas de higiene e segurança no laboratório



1.1. Conceito e objecto de estudo da Química

Actualmente é difícil imaginar a vida sem a Química, pois mesmo sem sabermos usamos conhecimentos e procedimentos da Química no nosso dia-a-dia.

É frequente ouvir-se dizer "Cuidado! Não comas isso porque contém produtos químicos." ou "Os nossos produtos são naturais, isto é, não contém produtos químicos".

Afinal, o que é a Química?

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

Tudo o que nos rodeia é feito de substâncias químicas. Por exemplo, o mar, a terra, o céu, o nosso vestuário, a nossa comida e até o nosso corpo.

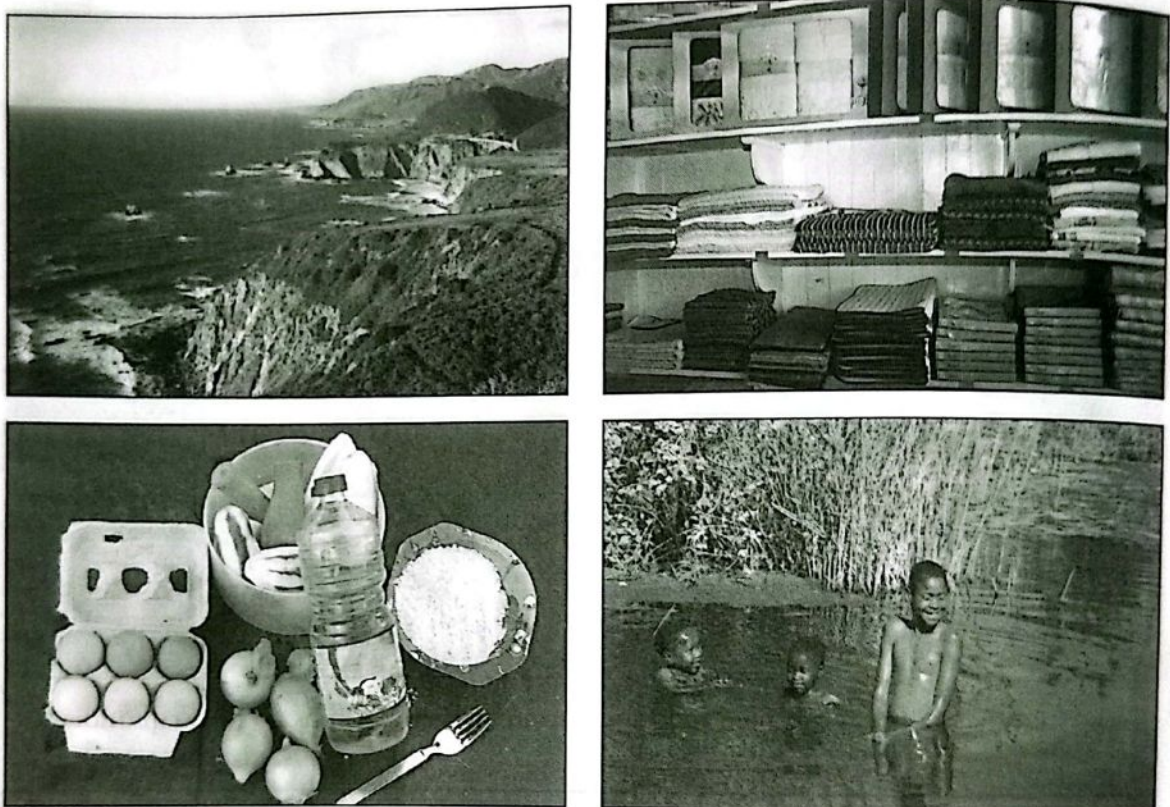


Fig. 2 As substâncias químicas fazem parte de tudo aquilo que nos rodeia.

A Química pertence às ciências naturais que estudam o mundo que nos rodeia em toda a riqueza das suas formas e a variedade de fenómenos que nele ocorrem.

Assim, as substâncias e as suas transformações são o objecto de estudo da Química.

1.2. História do surgimento da Química como ciência

A história da Química está ligada ao desenvolvimento do Homem.

A Química desenvolveu-se a partir da **alquimia**, que foi praticada por muito tempo na Europa, na China, na Índia e em África (Egipto).

A alquimia era uma tradição antiga que combinava elementos de Química, Física, Arte, Metalurgia, Medicina, Misticismo e Religião.

Misticismo – tendência para acreditar em verdades sobrenaturais.

Esta tradição tinha três objectivos:

- Transformar metais inferiores em ouro;
- Obter um remédio que curaria todas as doenças e daria uma longa vida, chamado “Elixir da longa vida”;
- Criar uma vida humana artificial chamada “Humunculus”.



Fig. 3 Um laboratório de um alquimista.

Os alquimistas foram investigadores que desenvolveram técnicas antigas de transformação de substâncias, em particular, os metais.

Contudo, reconhece-se que, apesar de não ter carácter científico, a alquimia permitiu o desenvolvimento de muitos procedimentos e conhecimentos que mais tarde foram utilizados pela Química.

De entre as diversas etapas do desenvolvimento da Química, é possível distinguir as seguintes:

- Antiguidade (ciência antiga);
- Idade moderna (ciência moderna);
- Idade contemporânea (ciência contemporânea).

1.2.1. A Química na Pré-História e na Antiguidade

Na **sociedade primitiva** e na **Antiguidade** os conhecimentos de Química ajudaram o Homem a lutar contra a Natureza.

Sociedade primitiva é o período pré-histórico, que antecede a invenção da escrita, evento que marca o começo dos tempos históricos registrados, que ocorreu aproximadamente em 4000 antes de Cristo (a.C.).

Antiguidade é o período que se estendeu desde 4000 a. C. até 476 depois do nascimento de Cristo (d. C.).

Por exemplo, na **sociedade primitiva**, o Homem aprendeu a usar o fogo na confecção de alimentos e a transformar a pedra, a madeira e os ossos para utilizá-los como ferramentas no fabrico de meios de produção simples, na construção de casas e na caça.

Já na **Antiguidade** o Homem começou a usar o fogo na fundição para produzir metais a partir dos seus minérios, na produção de vidro, produtos de cerâmica e outros. Mais tarde, estes conhecimentos serviram também para obter outros produtos, como cosméticos, corantes e medicamentos a partir da extracção de sucos de plantas.

Suco – líquido que se extrai de vegetais.

1.2.2. A Química na sociedade moderna e contemporânea

A visão do mundo material que era dada pelos alquimistas e pelas teorias antigas, e que vigorou durante a Idade Média, só foi posta em causa no século XVII pelo inglês Robert Boyle e no século XVIII pelo francês Antoine Lavoisier. Foram eles que contribuíram para o surgimento da Química como uma ciência experimental que estuda as substâncias e as suas transformações.

A Idade Média compreende o período da história da Humanidade que vai do século V ao século XV.

A Idade Moderna é o período da história da Humanidade que se segue à Idade Média e termina em meados do século XVIII.



Fig. 4 Antoine Laurent Lavoisier (1743–1794) e sua esposa Anne-Marie, que colaborava nas investigações. Lavoisier é considerado o primeiro investigador da Química moderna

Nos últimos anos do século XIX, já na era contemporânea, os cientistas usaram métodos modernos para descobrir substâncias através de experiências. Por exemplo, a descoberta do oxigénio como elemento fundamental da combustão por Joseph Priestley, a lei da conservação da massa por Antoine Lavoisier, entre outras.

A Época Contemporânea refere-se ao período que vai desde o século XVIII até aos nossos dias.

Os trabalhos de Lavoisier deram aos químicos a primeira compreensão sólida sobre a natureza das reacções químicas.

Actividades

1. Das afirmações que se seguem, assinala com "X" apenas a que considerares verdadeira.

1.1. A Química é a ciência que:

- a) Estuda as substâncias e os seres vivos.
- b) Estuda as substâncias e as suas transformações.
- c) Estuda as substâncias e as suas aplicações.
- d) Estuda as substâncias sólidas.

1.2. Tal como é conhecida hoje, a Química nasceu:

- a) Na antiga Grécia.
- b) Na Idade Média.
- c) No século XVIII.
- d) No século XVI.

1.3. Qual dos seguintes cientistas fez parte do grupo que contribuiu para o desenvolvimento da Química moderna?

- a) Newton.
- b) Lavoisier.
- c) Aristóteles.
- d) Galileu.



1.3. Relação da Química com outras ciências

O estudo da Física, da Biologia e da Química baseia-se na observação da Natureza. Por este motivo estas ciências pertencem ao grupo das ciências naturais, que se interessam pelo estudo mais aprofundado dos fenómenos naturais.

A Química relaciona-se também com outras ciências e áreas do conhecimento, tais como a Matemática, a Geografia, a História, o Português, o Desenho, a Informática, etc. Por exemplo, a Química usa:

- Métodos de desenho, para representar aparelhos;
- O computador, para armazenar e sistematizar muitas informações sobre compostos químicos;
- A História, para descrever factos e acontecimentos do passado relacionados com a Química;
- A Geografia, para situar e localizar as origens das substâncias, etc.

1.4. Importância da Química na sociedade

Como pudemos notar, ao longo da história da Humanidade, os conhecimentos da Química sempre desempenharam um papel muito importante na sociedade. Pode até mesmo dizer-se que a ciência química está presente em muitos momentos da vida diária do Homem e da sociedade. Por exemplo, no tratamento de água para o consumo, no fabrico de vestuário, na construção de casas, na conservação de alimentos, no fabrico de adubos, entre outras aplicações.



Fig. 5 Processo de pulverização.



Fig. 6 Fábrica de produção de óleos alimentares.

Não há praticamente nenhum ramo de produção que não esteja ligado à utilização da Química. A Natureza dá-nos a matéria-prima (madeira, minérios, petróleo bruto, gás natural, etc.), que, submetida à transformação química, nos permite obter diversas substâncias que utilizamos no nosso dia-a-dia, por exemplo: sabão, plásticos, tintas, medicamentos, metais, utensílios domésticos, etc.

Sem o conhecimento da Química não teríamos medicamentos para o tratamento de várias doenças que nos afligem, tais como a malária, a cólera, a tuberculose, o HIV/SIDA, entre outras.

Actividades

1. Explica a relação que existe entre:
 - a) A Química e a Matemática;
 - b) A Química e a Língua Portuguesa.
2. Quais são as indústrias químicas que existem na tua província? Indica o que nelas se produz.
3. Indica três exemplos da utilidade da Química em cada um dos seguintes sectores: Saúde, Agricultura e Indústria.

1.5. A Química como ciência experimental

A Química é uma ciência experimental, pois os conhecimentos acumulados até aos dias de hoje são o resultado de várias experiências realizadas por cientistas ao longo do tempo.

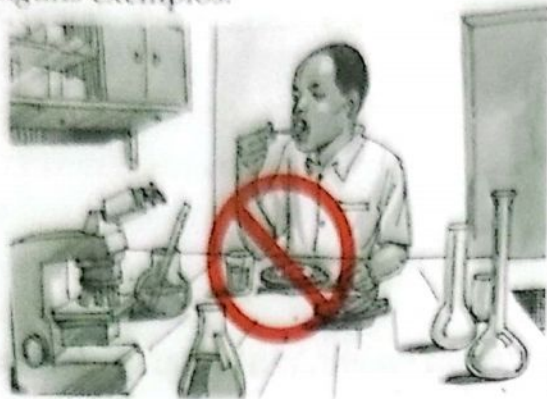
As experiências químicas constituem um ponto de partida para produzir conhecimentos. Assim, como acontece com outras ciências naturais (Física e Biologia, por exemplo), a Química baseia-se na observação de fenómenos da Natureza e as suas pesquisas envolvem a realização de experiências em laboratórios, uma cuidadosa observação dos fenómenos e, conseqüentemente, a interpretação dos resultados das experiências. Estas experiências devem ser descritas com precisão para que outros pesquisadores possam reproduzi-las e chegar às mesmas conclusões.



Fig. 7 Uma cientista no laboratório.

1.6. Regras e normas de higiene e segurança no laboratório

A manipulação de determinados produtos químicos requer muitos cuidados, a fim de evitar possíveis acidentes ou diminuir a sua gravidade caso ocorram. Eis alguns exemplos:



- Não comer nem beber no laboratório!



- Evitar o contacto de qualquer substância com a pele, a boca e os olhos!



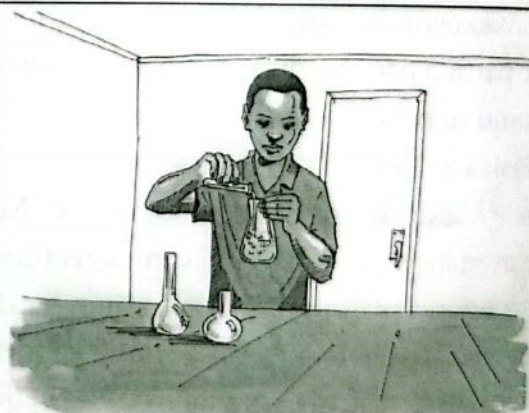
- Lavar muito bem as mãos antes de sair do laboratório!



- Manter o local de trabalho sempre limpo e arrumado.



- Usar óculos de protecção se houver riscos de projecção de um líquido ou gás!



- Para diluir um ácido em água, verter lentamente o ácido na água e nunca o inverso!



- Não verificar com a mão se um material está quente!



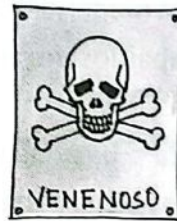
- Tomar sempre muita atenção aos rótulos dos reagentes. As informações dos rótulos indicam o nome do produto e, por vezes, a sua constituição!

1.6.1. Alguns símbolos de aviso para produtos perigosos



Este símbolo indica que o produto arde facilmente.

Aparece desenhado em muitos camiões que fazem o transporte de gasolina ou gasóleo.



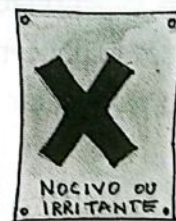
Estes símbolos indicam que o produto é tóxico ou venenoso. Aparecem nas embalagens de insecticidas, pesticidas e outros produtos destinados a matar insectos. Nunca ingerir, inalar ou tocar directamente estes produtos!



Este símbolo indica que o produto é corrosivo. Encontra-se nos rótulos de produtos ácidos e de limpeza e não se deve permitir o contacto com a pele ou a roupa.



Este símbolo indica que o material é explosivo. Pode ser encontrado nas zonas que têm material explosivo. O transporte de materiais explosivos deve ser realizado com muito cuidado porque os movimentos bruscos podem provocar explosões.



Este símbolo indica que o material é irritante. Os materiais que apresentam este símbolo devem ser abertos com cuidado e o mais afastado possível da cara. Nunca deve ser posto em contacto com a pele ou a roupa.

Actividades

1. Qual é o símbolo de segurança que deve estar indicado num camião que transporta combustível?
2. Dá dois exemplos de materiais corrosivos.
3. Que cuidados se deve ter quando se transporta material explosivo?
4. Menciona duas regras importantes a observar no laboratório.
5. Por que se recomenda a utilização de bata branca quando se trabalha num laboratório?

Vamos relembrar...

- A Química é uma ciência que estuda as substâncias e as suas transformações.
- Os alquimistas desenvolveram as técnicas antigas de transformação de substâncias.
- A Química moderna surgiu no século XVIII. Antoine Lavoisier foi um dos cientistas cujos trabalhos foram fundamentais para o desenvolvimento da Química moderna.
- A Química é uma ciência natural, tal como a Física e a Biologia. Ela relaciona-se com outras ciências e áreas do conhecimento, tais como a Matemática, a História, a Geografia, o Português, o Desenho, a Informática e outras.
- A Química é uma ciência muito importante na sociedade porque está presente em todos os momentos do nosso dia-a-dia.
- A Química é uma ciência experimental, pois baseia-se na observação de fenómenos e na interpretação dos resultados.
- É importante conhecer e aplicar as regras e normas de higiene e segurança no laboratório para evitar possíveis acidentes.

Unidade 2

Substâncias e misturas



Açúcar



Manteiga



Sal

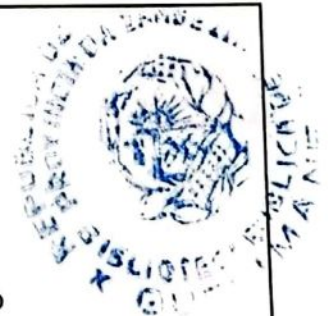


Farinha

..... Fig. 1 Substâncias e misturas.

No final desta unidade, deverás saber:

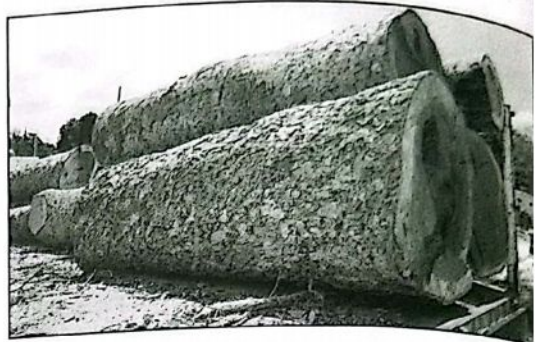
- O que é a matéria e como se classifica
- As propriedades gerais da matéria
- As propriedades específicas das substâncias
- As misturas e os seus métodos de separação
- Os estados de agregação da matéria e as mudanças de estado
- Realizar experiências químicas usando materiais locais



2.1. Conceito e propriedades gerais da matéria

2.1.1. O conceito de matéria

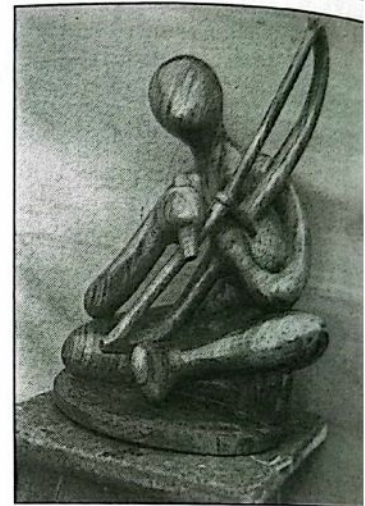
Se observarmos o ambiente que nos rodeia, notaremos coisas que podemos ver e tocar, como uma bola, um lápis, um caderno, alimentos, plantas e rochas, e outros que podemos sentir, como o vento, o ar e a brisa. Se colocarmos algumas destas coisas numa balança, poderemos perceber que todas elas possuem uma certa quantidade de massa.



Agora presta atenção aos seguintes exemplos:

- A madeira é matéria.
- Um pedaço de madeira constitui um corpo.
- Uma estatueta que é feita a partir da madeira é um objecto.

O que foi dito até aqui permite-nos definir os seguintes conceitos:



Matéria é tudo aquilo que ocupa espaço, tem massa e pode ser percebido pelos nossos sentidos.

Corpo é uma porção limitada da matéria.

Objecto é uma porção limitada da matéria que, por possuir uma forma especial, se presta a um determinado uso.

2.1.2. Propriedades gerais da matéria

Uma espécie química é classificada de acordo com as suas propriedades. Existem dois tipos de propriedades: as gerais e as específicas.

Propriedades gerais são propriedades da matéria observadas em qualquer corpo, independentemente da substância de que ele é feito. São elas: massa, inércia, extensão, impenetrabilidade, divisibilidade, compressibilidade, elasticidade e indestrutibilidade.

Massa: é uma propriedade relacionada com a quantidade de matéria e é medida geralmente em quilogramas (kg).



Fig. 2 Massa.

Extensão: indica o espaço ocupado pela matéria. O volume mede a extensão de um corpo.



Fig. 3 Extensão.

Impenetrabilidade: dois corpos não podem ocupar ao mesmo tempo o mesmo espaço.

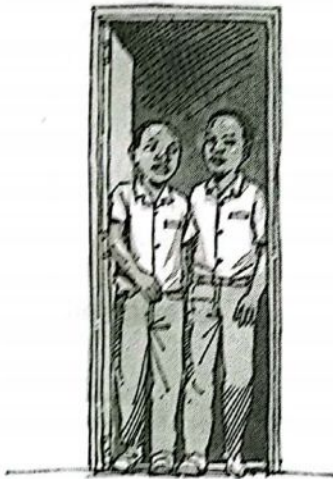


Fig. 4 Impenetrabilidade.

Compressibilidade: diminuição do volume da matéria quando submetida a uma determinada pressão. Os gases são facilmente comprimidos; os líquidos podem ser comprimidos até certo ponto; nos sólidos quase não se percebe esse fenómeno.



Fig. 5 Compressibilidade.

Divisibilidade: propriedade que a matéria tem de se dividir em partículas mais pequenas.



Fig. 6 Divisibilidade.

Elasticidade: propriedade que a matéria tem de voltar à sua forma inicial após terminar a força que lhe foi aplicada.



Fig. 7 Elasticidade.

Inércia: propriedade que a matéria tem de permanecer na situação em que se encontra, seja em repouso ou em movimento.



Fig. 8 Inércia.

Indestrutibilidade: a matéria não pode ser criada nem destruída, apenas transformada.



Fig. 9 Indestrutibilidade.

Actividades

1. Das afirmações que se seguem, assinala com "X" apenas a verdadeira.
 - 1.1. É considerado matéria:
 - a) O luar.
 - b) A música.
 - c) O ar.
 - d) O brilho do Sol.
 - 1.2. Uma bacia está cheia de água e de repente um menino entra nela. A água transborda porque:
 - a) Os líquidos são facilmente comprimidos.
 - b) Dois corpos não podem ocupar o mesmo espaço ao mesmo tempo.
 - c) Dois corpos podem ocupar o mesmo espaço ao mesmo tempo.
 - d) Os líquidos movimentam-se facilmente.
2. Indica quais dos seguintes materiais provêm da madeira: queijo, cadeira, gasolina, mesa, vidro e sapato.
3. Indica quatro propriedades gerais da matéria.

2.1.3. Propriedades específicas da matéria

As propriedades específicas variam de acordo com as substâncias de que a matéria é feita.

Se o material é uma substância, como, por exemplo, o cobre, o ferro, o açúcar, o sal, o oxigénio e outros, as suas propriedades são características das substâncias. Há milhões de substâncias diferentes, cada uma com a sua constituição e características distintas.

As propriedades específicas classificam-se em físicas, organolépticas e químicas.

As **propriedades físicas** são as propriedades que não originam novas substâncias.

As **propriedades organolépticas** são identificadas através da intervenção directa dos nossos cinco sentidos.

As **propriedades químicas** são as propriedades que originam o aparecimento de novas substâncias, que não existiam antes da transformação.

Nesta unidade vamos abordar as propriedades físicas e organolépticas. As propriedades químicas serão tratadas com mais detalhe na unidade seguinte.

2.1.3.1. Propriedades físicas

Entre as propriedades físicas, encontram-se o ponto de fusão, o ponto de ebulição e a densidade.

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

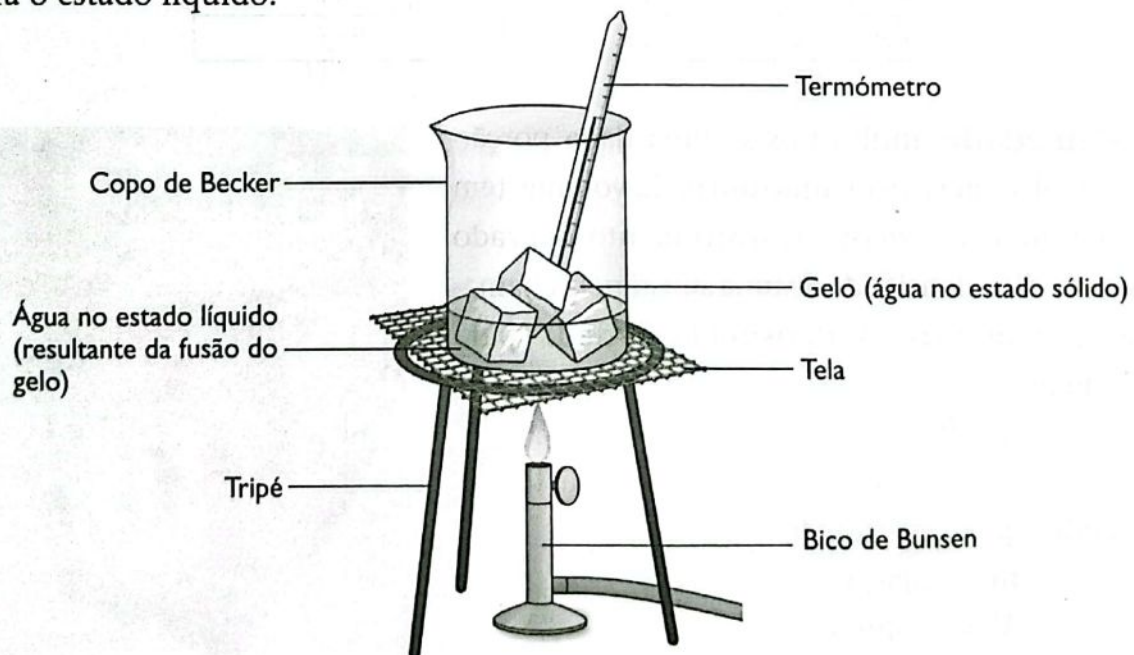


Fig. 10 Ponto de fusão.

Ponto de ebulição: é a temperatura em que a substância passa do estado líquido para o estado gasoso.

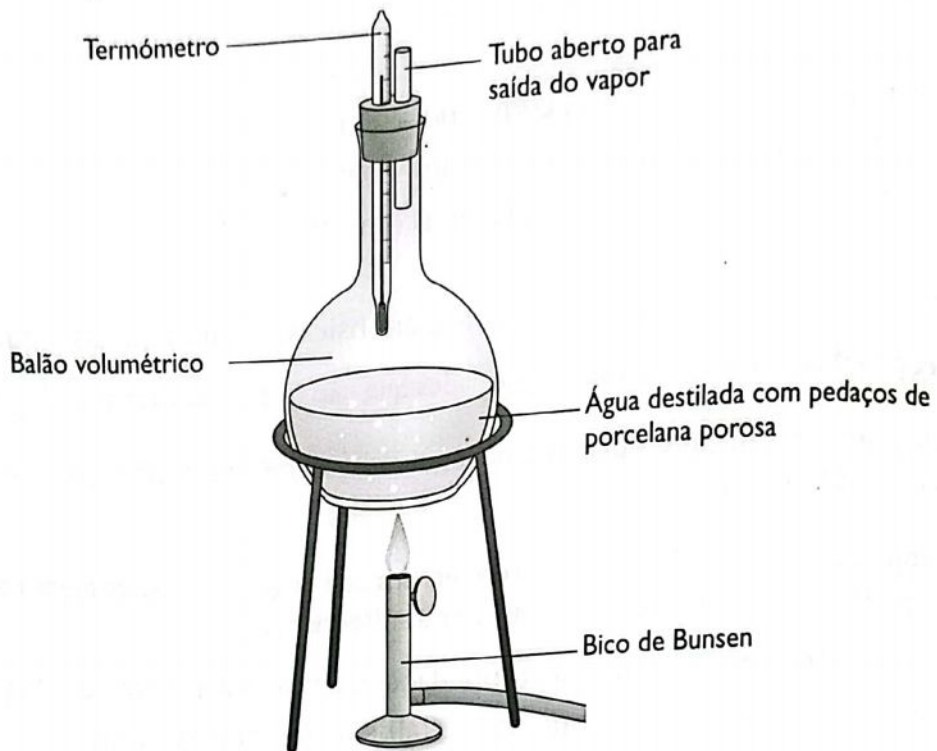


Fig. 11 Ponto de ebulição.

A temperatura exprime-se normalmente em graus Celsius, cujo símbolo é °C.

Exemplos de substâncias com os seus pontos de fusão e de ebulição

Substância	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
Água	0	100
Oxigénio	-218	-183
Ferro	1535	2885

Densidade: indica-nos se uma dada porção dessa substância, ocupando um dado volume, tem maior ou menor massa. O instrumento utilizado para medir a densidade de uma substância chama-se densímetro. A densidade é dada pela fórmula:

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

onde: ρ = densidade
 m = massa
 V = volume

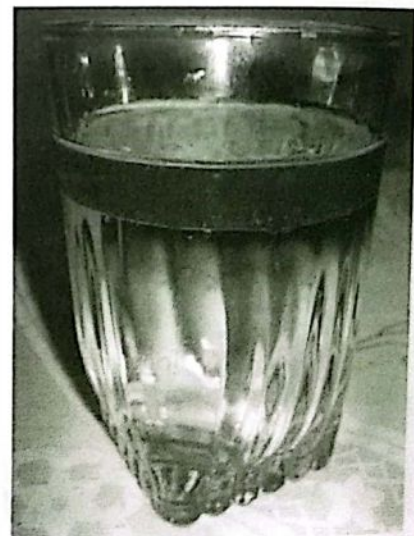


Fig. 12 Densidade.

2.1.3.2. Propriedades organolépticas

Estado de agregação: uma substância pode ser encontrada nos estados sólido, líquido ou gasoso. Estas propriedades podem ser percebidas pelo tacto.

Cor: a matéria ou substância pode ser colorida ou incolor. Esta propriedade é percebida pela visão.

Sabor: uma substância pode ser insípida (sem sabor) ou sípida (com sabor). Esta propriedade é percebida pelo paladar.

Odor: a matéria pode ser inodora (sem cheiro) ou odorífera (com cheiro). Esta propriedade é percebida pelo olfacto.

2.1.4. Estados de agregação da matéria e mudanças de estado

2.1.4.1. Estados de agregação da matéria

A matéria apresenta-se em três estados de agregação: líquido, sólido ou gasoso.

No estado líquido, a matéria tem forma variável e volume constante. Exemplo: água, sumo, gasolina, petróleo, refresco, etc.



No estado sólido, a matéria tem forma e volume constantes. Exemplo: madeira, rocha, açúcar, areia, etc. A matéria pode apresentar-se compacta, em pedaços ou em pó.



No estado gasoso, a matéria tem forma e volume variáveis. Exemplo: ar atmosférico, vapor, etc.

2.1.4.2. Mudanças de estado da matéria

Qualquer matéria pode ser encontrada nos três estados físicos, dependendo das condições do ambiente (temperatura e pressão). Por exemplo, a água é um líquido porque nas condições ambientais normais ela é habitualmente um líquido. Porém, se as condições de temperatura e pressão variarem, pode passar para o estado sólido ou gasoso.

Mudança de estado físico é a passagem de um estado para outro em certas condições de temperatura e pressão.

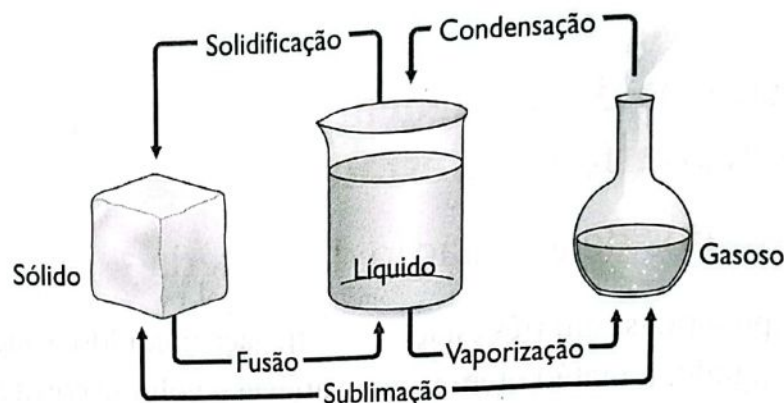


Fig. 13 Representação esquemática de mudanças de estado.

Fusão: é a passagem do estado sólido para o estado líquido. Quando fornecemos calor a um corpo, as suas partículas vibram com tanta intensidade que enfraquecem as forças de união entre elas, aumentando a distância entre as partículas que passam ao estado líquido. Cada substância tem a sua temperatura própria de fusão.

Solidificação: é a passagem do estado líquido para o estado sólido. Quando se arrefece um corpo, as partículas vibram menos. A distância entre as partículas diminui e a força de união entre elas é maior. A uma dada temperatura, o líquido transforma-se em sólido.

Vaporização: é a passagem do estado líquido para o estado gasoso. Pode ocorrer por evaporação (passagem lenta e espontânea estimulada pela temperatura, ventilação e superfície de evaporação) ou por ebulição (passagem com grande agitação das partículas e formação de bolhas). O grau de agitação das partículas é tal que a distância entre elas é grande e a força de união é pequena.

Condensação: também chamada liquefacção, é a passagem do estado gasoso para o estado líquido.

Sublimação: é a passagem directa do estado sólido para o estado gasoso e vice-versa. Exemplo: a naftalina (cânfora), que é utilizada para espantar as baratas e tem um cheiro característico. Ela passa directamente do estado sólido ao gasoso sem passar pelo estado líquido.

Actividades

1. Indica três exemplos de materiais que sejam:
 - a) Sólidos nas condições normais;
 - b) Líquidos nas condições normais.
2. Considera as seguintes afirmações e assinala com "X" apenas as verdadeiras.
 - a) Vaporização é a passagem do estado sólido ao estado líquido.
 - b) Sublimação é a passagem do estado sólido ao estado gasoso sem passar pelo estado líquido.
 - c) Condensação é a passagem do estado líquido ao estado gasoso.
 - d) Fusão é a passagem do estado líquido ao estado sólido.
3. Os pontos de fusão e de ebulição de uma substância são respectivamente $115,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $444,7\text{ }^{\circ}\text{C}$. Em que estado se encontrará a substância quando aquecida a $300\text{ }^{\circ}\text{C}$? Assinala apenas a resposta certa.
 - a) Sólido.
 - b) Líquido.
 - c) Gasoso.
 - d) Não é possível saber com os dados fornecidos.

2.1.5. Classificação da matéria

É do nosso conhecimento que tudo o que nos rodeia, que tem massa e ocupa lugar no espaço é matéria. Ela é dividida em substâncias puras e misturas.

Observa o esquema de classificação da matéria:

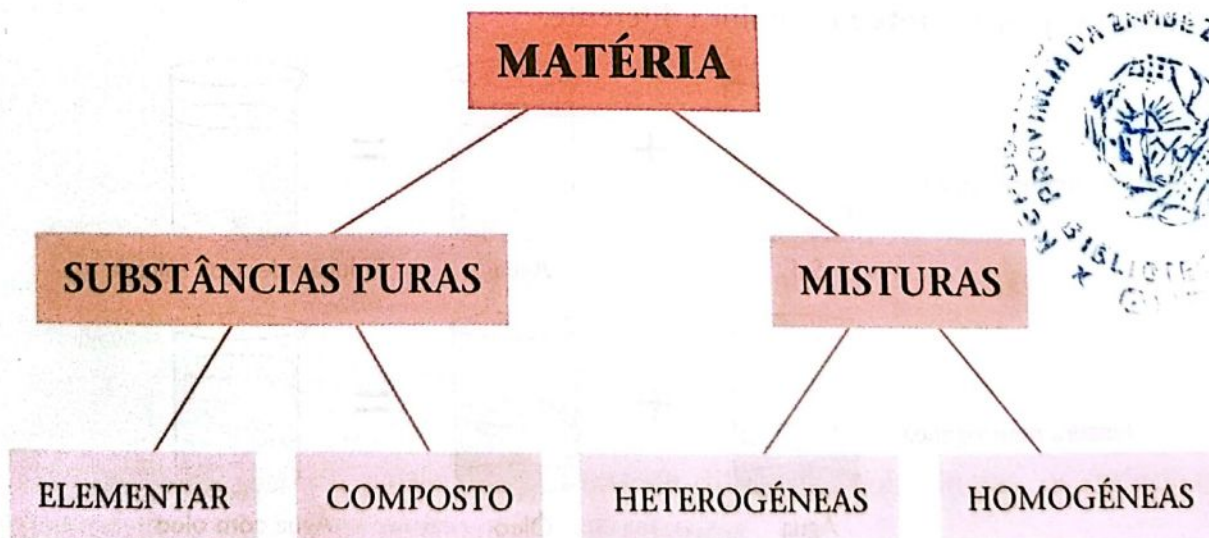


Fig. 14 Esquema de classificação da matéria.

2.1.5.1. As substâncias puras

As substâncias puras são aquelas que apresentam pontos de fusão e de ebulição característicos. Exemplo: água, sal de cozinha, ferro, ouro e outros.

Usa-se o termo **substância** quando o material tem um grau de pureza adequado.

Para os químicos a palavra **pura** significa uma só substância com composição e características bem definidas, sem misturas.

Os químicos identificam o **grau de pureza** de um material através da determinação precisa das propriedades específicas da substância, isto é, os pontos de fusão e de ebulição e a densidade.

2.1.5.2. Misturas e sua classificação

Os materiais que nos rodeiam, como, por exemplo, a terra, as rochas e o ar, e os que utilizamos diariamente, como plásticos, roupa, tintas, medicamentos e outros, são misturas de substâncias.

Mistura é a associação de duas ou mais substâncias. Numa mistura, as substâncias que a constituem (componentes) mantêm (conservam) as suas propriedades.

As misturas classificam-se em **homogêneas** e **heterogêneas**.

Esta classificação baseia-se na observação visual.

Misturas homogêneas são aquelas em que não é possível distinguir os seus componentes. Apresentam uma única fase.

Misturas heterogêneas são aquelas em que é possível distinguir os seus componentes. Apresentam mais de uma fase.

O prefixo **homo-** significa igual ou semelhante e **geneo** significa que gera ou produz. O prefixo **hetero-** significa diferente.

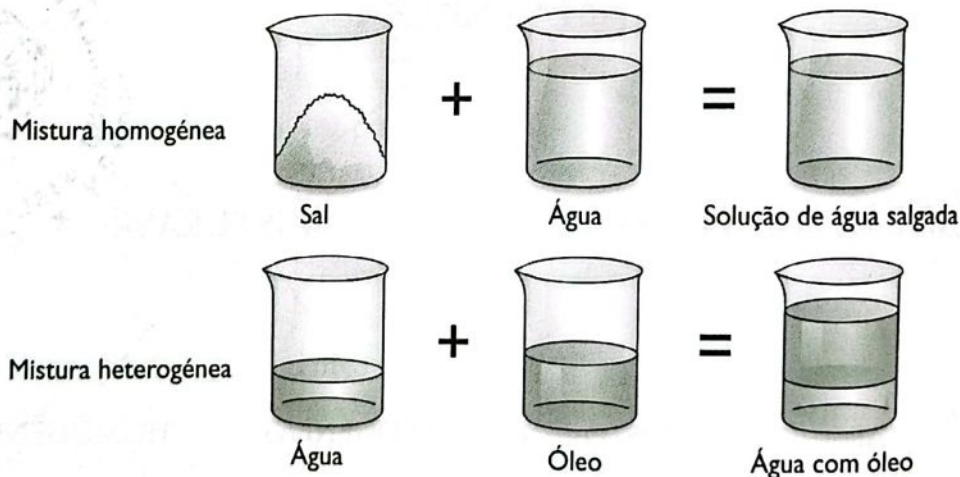


Fig. 15 Misturas homogêneas e heterogêneas.

Actividades

1. Assinala com "X" apenas a afirmação certa.
- 1.1. É característica de uma substância pura:
- a) Ser solúvel em água.
 - b) Sofrer combustão.
 - c) Ter pontos de fusão e de ebulição característicos.
 - d) Ser sólido à temperatura ambiente.
- 1.2. É característica de uma mistura:
- a) Ter constantes físicas bem definidas.
 - b) Ter pontos de fusão e de ebulição fixos.
 - c) Ter um só componente.
 - d) Ter mais de um componente.
- 1.3. Uma mistura homogénea apresenta:
- a) Um aspecto não uniforme.
 - b) Mais de uma fase.
 - c) Mais de duas fases.
 - d) Um aspecto uniforme.
- 1.4. Uma mistura heterogénea é sempre uma mistura:
- a) Que apresenta duas substâncias.
 - b) Que contém dois líquidos.
 - c) Que apresenta mais de uma fase.
 - d) Que apresenta um aspecto uniforme.
2. A água mineral é uma substância ou uma mistura? Justifica a resposta.
3. Qual é a diferença entre mistura homogénea e mistura heterogénea? Dá exemplos.

2.1.5.3. Métodos de separação de misturas

Na Natureza, raramente encontramos substâncias puras. O mais comum é encontrar substâncias misturadas. Por exemplo, o solo é uma mistura de areia, sais minerais e outros materiais de origem vegetal; o ar atmosférico é uma mistura de diferentes gases.

No entanto, um dos objectivos da Química é obter das matérias-primas produtos e bens essenciais que apresentem características de pureza requeridas. Para obter tais produtos e bens a partir de misturas de diferentes substâncias, os químicos utilizam vários métodos de separação de misturas.

A escolha de um método de separação depende do conhecimento sobre a composição da mistura e das propriedades específicas das substâncias constituintes. Assim, vamos estudar alguns desses métodos de separação de misturas.

2.1.5.3.1. Métodos de separação de misturas heterogêneas

Constituem métodos de separação de misturas heterogêneas os seguintes: decantação, catação ou triagem, peneiração, filtração e separação magnética.

• Decantação

É um processo que permite separar um material sólido ou líquido de outros materiais que possuem densidades diferentes e que não se misturam, isto é, não se dissolvem uns nos outros.

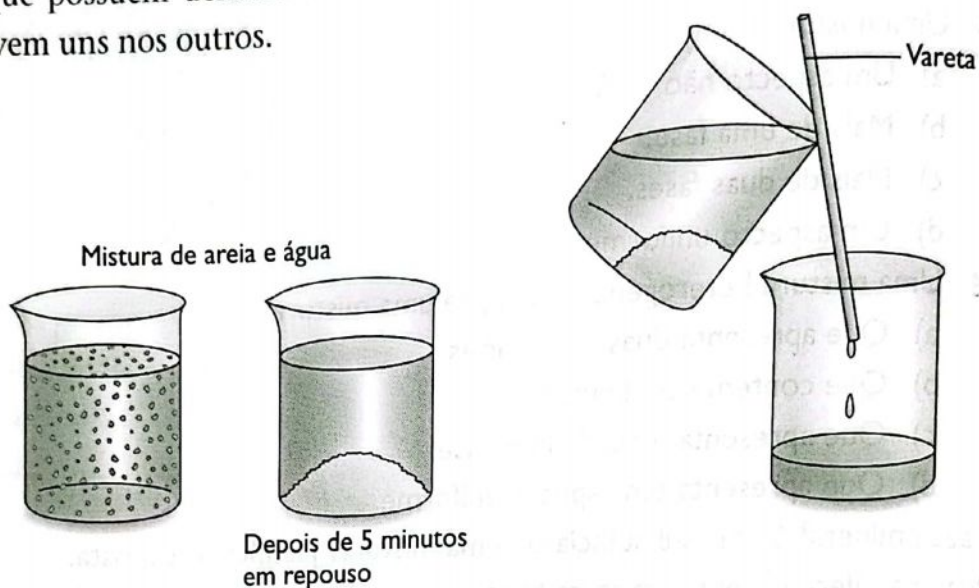


Fig. 16 Decantação.

• Catação ou triagem

É um processo muito antigo, utilizado quando os componentes são partículas bem diferentes que podem ser separadas com as mãos ou com pinças.



Fig. 17 Catação ou triagem.

• Peneiração

É também um método antigo, é um processo utilizado para separar componentes que têm granulação diferente. Usa-se uma rede que deixa passar partículas sólidas mais finas e retém as maiores. Este método é muito usado na construção civil para separar a areia da pedra e também nas casas para peneirar milho, amendoim e outros cereais.



Fig. 18 Peneiração.

• Filtração

É um processo de separação de misturas em que o sólido fica retido no filtro, enquanto o líquido passa.

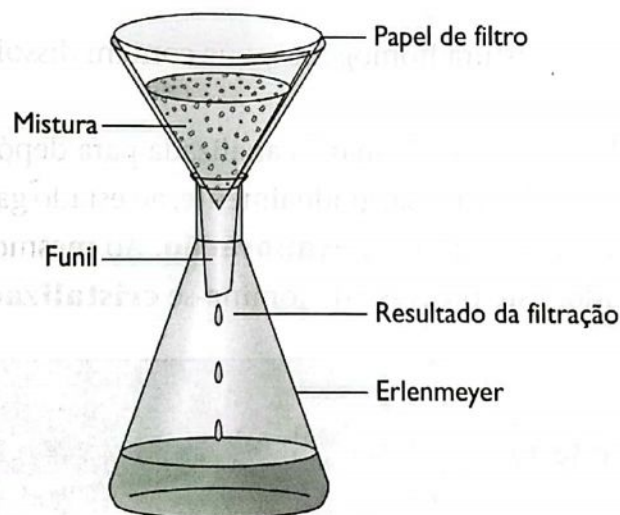


Fig. 19 Filtração.

Como as partículas do sólido são maiores que os poros do filtro, ficam retidas, enquanto a solução passa. Existem vários tipos de filtros com espessuras diferentes, os quais são usados de acordo com as propriedades do sólido que se pretende separar. A filtração também pode ser usada para separar um sólido de um gás. Por exemplo, o aspirador de pó que utilizamos em casa e o filtro de ar que existe nos automóveis.



- **Separação magnética**

É uma técnica utilizada para separar componentes que podem ser atraídos por íman, sendo muito usada na indústria siderúrgica para separar o ferro dos outros materiais. Assim, aproveita-se o facto de o ferro apresentar propriedades magnéticas.

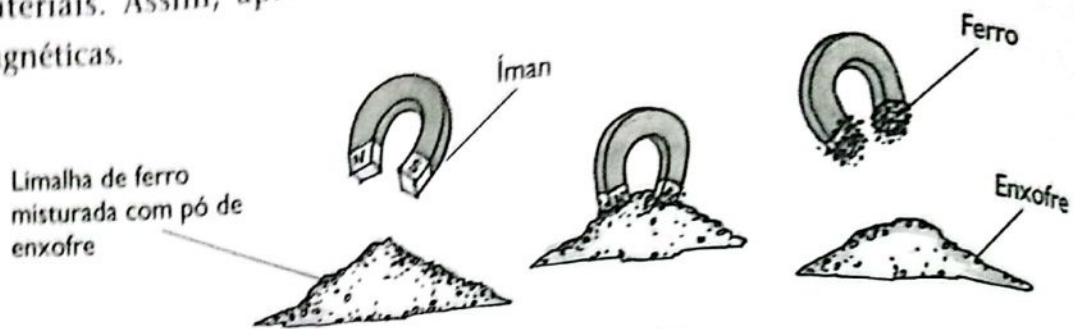


Fig. 20 Separação magnética.

2.1.5.3.2. Métodos de separação de misturas homogéneas

Constituem métodos de separação de misturas homogéneas os seguintes: evaporação, cristalização, extracção, destilação simples e cromatografia.

- **Evaporação e cristalização**

Já vimos que se obtêm cristais de sal quando se deixa evaporar completamente a água do mar.

A água do mar é uma mistura homogénea, que contém dissolvidos muitos sais e outras substâncias.

Para a produção de sal, a água do mar é canalizada para depósitos, onde fica em repouso. Com o tempo, a água passa, gradualmente, ao estado gasoso à temperatura ambiente. Este processo denomina-se **evaporação**. Ao mesmo tempo, os cristais do sal vão-se formando. Este processo denomina-se **cristalização**.

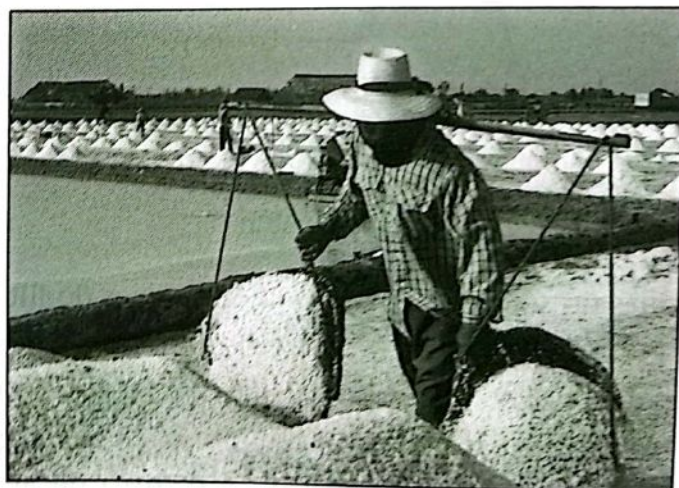


Fig. 21 Uma salina, onde se dá a evaporação e cristalização do sal.

• Extração

Na preparação de chá ou café, além do processo de filtração, utilizamos a extração por solvente. Este processo consiste em extrair uma ou mais substâncias utilizando a solubilidade de um dos materiais. Este processo é também utilizado para extrair essências de plantas para preparar perfumes, é usado nas nossas casas para preparar leite de coco, leite de amendoim, etc.



Fig. 22 Extração.

• Destilação simples

É usada para separar misturas homogêneas, quando um dos componentes é sólido e o outro é líquido. Este processo consiste em aquecer a mistura até o líquido entrar em ebulição e baseia-se na diferença dos pontos de ebulição dos componentes. O líquido é recolhido num recipiente adequado e o sólido permanece no balão de destilação.

É um processo muito utilizado na produção de aguardente (cachaça).

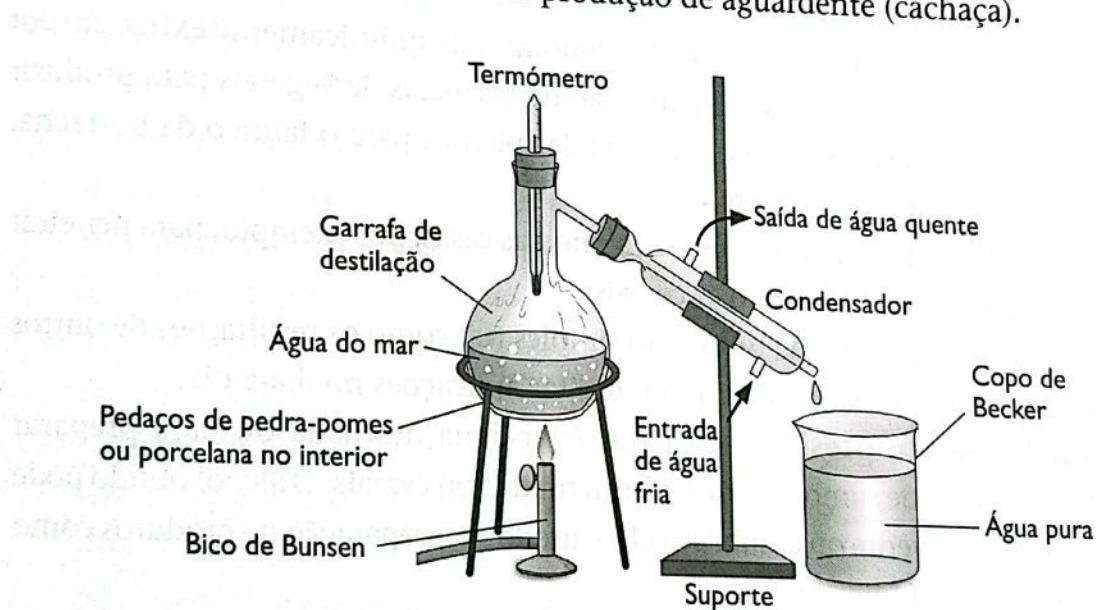


Fig. 23 Esquema de destilação simples.

• Cromatografia

É usada para separar substâncias coloridas, como, por exemplo, os componentes da tinta de caneta, em produtos especiais.

Na cromatografia de papel, é utilizado um material poroso, o papel, que, lenta e progressivamente, vai absorvendo um líquido que vai arrastando consigo os componentes da mistura, separando-os.

O processo ocorre em duas fases: a **fase estacionária**, na qual ocorre a fixação da substância que está a ser separada, e a **fase móvel**, na qual um solvente arrasta o material a ser isolado. Como as substâncias a serem separadas possuem propriedades diferentes, algumas são arrastadas com maior velocidade do que outras. Por causa dessa diferença de velocidade, as várias substâncias da mistura migram de diferentes formas sobre o material (fase estacionária), aderindo em locais distintos, como podes ver na figura ao lado.

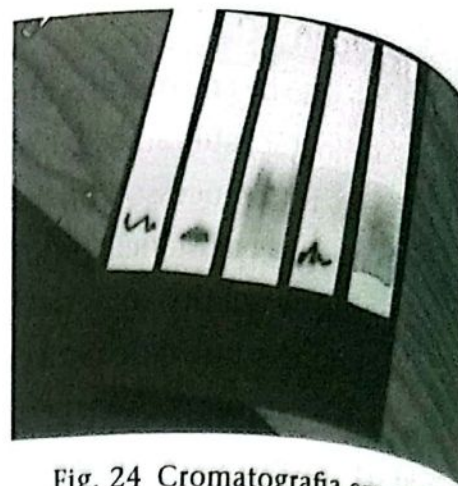


Fig. 24 Cromatografia em papel.

2.1.5.3.3. Importância dos métodos de separação de misturas

Muitos dos métodos de separação de misturas que vimos são usados no nosso dia-a-dia, como coar o chá e o café, catar o feijão, aspirar a poeira, peneirar o milho, filtrar a água para consumo, etc.

Existe um outro processo de extracção, denominado quimicamente extracção por solvente, que também é usado na extracção de essências de vegetais para produzir perfume, de minérios do subsolo, de látex das plantas para o fabrico da borracha, na extracção de leite de coco, etc.-

A peneiração é também muito usada nas nossas casas, por exemplo, para peneirar o milho, o arroz, a mapira e outros cereais.

Os produtos resultantes da destilação simples (tal como os resultantes de outros métodos de separação de misturas) têm muitas aplicações no dia-a-dia.

A **destilação simples** é usada para obter água destilada ou para preparar aguardente a partir de sumos de frutos fermentados ou cereais. O álcool obtido pode ser usado como solvente ou combustível e é usado na preparação de produtos como medicamentos, perfumes, tintas, etc.

Em alguns países, como, por exemplo, no Brasil (desde 1970), o álcool é utilizado como combustível de automóveis.

Efeito do álcool (etanol) no organismo

É do nosso conhecimento que o álcool traz muitos problemas sociais quando é consumido sem medida e em doses elevadas.

O álcool em pequenas quantidades pode actuar no nosso organismo como alimento que fornece energia. Em Moçambique, isso é permitido a pessoas que têm mais de

18 anos, pois aos menores não é permitido pela lei o consumo de bebidas alcoólicas.

Quando é ingerido em quantidades elevadas actua como droga, um depressor do sistema nervoso central. Em doses muito elevadas actua como veneno e pode levar à morte.

Tecnicamente dizemos que o álcool é um depressor do sistema nervoso central, o que não significa que ele nos torna deprimidos.

O que acontece é que reduz a actividade do sistema nervoso central, fazendo com que as mensagens levem mais tempo a circular pelas fibras nervosas. Por exemplo, a capacidade de locomoção e as reacções aos estímulos podem ser reduzidas, a nossa fala torna-se enrolada e confusa, etc.

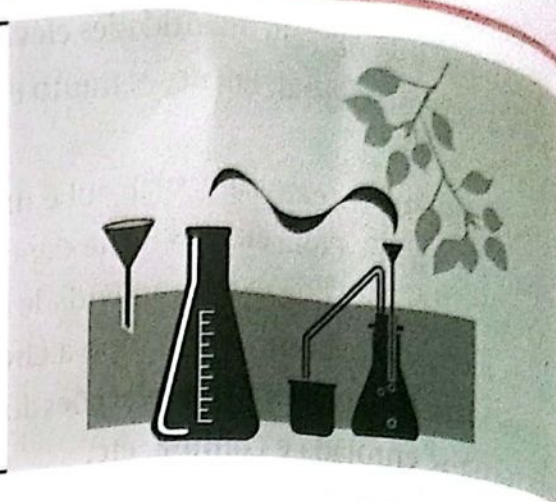
Actividades

1. É possível separar o álcool de sumo de laranja fermentado? Diz que propriedade específica pode ser usada neste processo.
2. Diz que métodos podem ser utilizados para separar as seguintes misturas:
 - a) A água que bebemos das partículas em suspensão e pequenos microrganismos.
 - b) O leite de coco a partir do coco.
 - c) A água e o óleo.
 - d) O sal de cozinha a partir da água do mar.
3. Se uma mistura líquida não estiver límpida, que processos podemos usar para a tornar límpida? Assinala com "X" apenas a resposta certa.
 - a) Separação magnética.
 - b) Decantação.
 - c) Filtração.
 - d) Evaporação.
4. Que tipo de misturas pode ser separado por cromatografia?
5. Das afirmações que se seguem, assinala com "V" as verdadeiras e com "F" as falsas:
 - a) Quando a temperatura da água aumenta ocorre uma solidificação.
 - b) Durante a evaporação, a água passa do estado gasoso para o estado líquido.
 - c) A água sofre condensação quando passa do estado sólido para o estado líquido.
 - d) Para um líquido entrar em ebulição é necessário baixar a temperatura.

Vamos experimentar...

Nestas experiências, vais aprender:

- A medir a temperatura usando o termómetro;
- A determinar duas propriedades específicas das substâncias: o ponto de fusão e o ponto de ebulição;
- A separar componentes de misturas homogéneas e heterogéneas.



Experiência 1

Determinação do ponto de ebulição da água

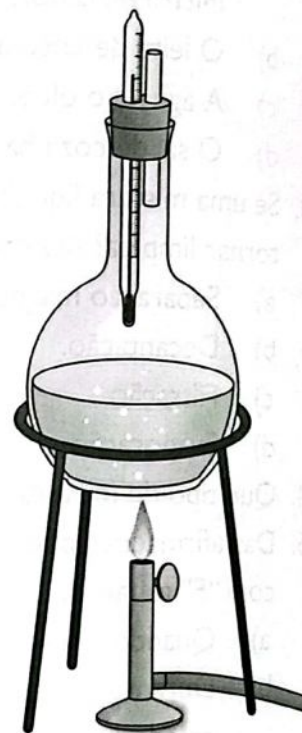
Material: um balão de vidro ou material resistente ao aquecimento, adaptador, bico de Bunsen ou fonte de aquecimento, termómetro e água.

Como fazer:

- Introduz 10 ml de água no balão;
- Coloca o termómetro com a ajuda do adaptador (tem cuidado, não forces a entrada do termómetro, faz movimentos circulares suaves);
- Aquece o balão, registando a temperatura em intervalos de 1 minuto numa tabela previamente construída;

Tempo (minutos)	Temperatura (°C)
1	
2	
3	
4	
5	
etc.	

- Aquece o balão até ao intervalo de temperatura em que esta irá permanecer constante, a uma pressão constante;
- Anota as observações;
- Tira as devidas conclusões.



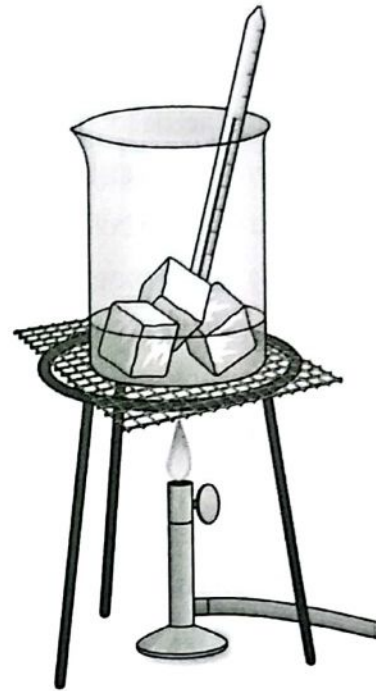
Experiência 2

Determinação do ponto de fusão da água

Material: copo de vidro ou de Becker, termómetro e gelo.

Como fazer:

- Coloca o gelo no copo até metade e mergulha o termómetro;
- Faz leituras da temperatura em intervalos de 1 minuto (60 segundos) e determina a temperatura a que o gelo vai fundir. Anota os valores observados numa tabela previamente construída (vê a tabela na experiência 1);
- Anota correctamente as observações;
- Tira as devidas conclusões!



Experiência 3

Separação de uma mistura heterogénea (óleo e água)

Material: dois copos de vidro ou de Becker, uma vareta de vidro, óleo e água.

Como fazer:

- Mistura quantidades iguais de óleo e água e agita com uma vareta;
- Deixa a mistura repousar e com cuidado verte o líquido que está na parte de cima para o outro copo (atenção: este processo é mais eficaz quando se utiliza o funil de decantação);
- Anota as observações;
- Tira as devidas conclusões!



Experiência 4

Separação de uma mistura homogênea (cromatografia de papel)

Material: tubo de ensaio normal ou um copo de vidro, papel de filtro ou papel A4, tesoura e tinta de esferográfica ou de marcador de álcool.

Como fazer:

- Corta o papel de modo a obter uma tira rectangular e com medidas adequadas para caber no copo ou no tubo de ensaio (1 cm por 6 cm);
- Faz uma pequena bolinha com esferográfica ou marcador a uma distância de 1 cm da extremidade da tira de papel;
- Coloca o álcool no copo ou no tubo de ensaio até uma altura de 0,5 cm;
- Coloca o papel dentro do copo de forma que a bolinha pintada fique perto do álcool, mas sem tocá-lo;
- Espera 5 minutos e depois retira o papel do copo ou do tubo de ensaio;
- Anota as observações;
- Tira as devidas conclusões.

Vamos reflectir...

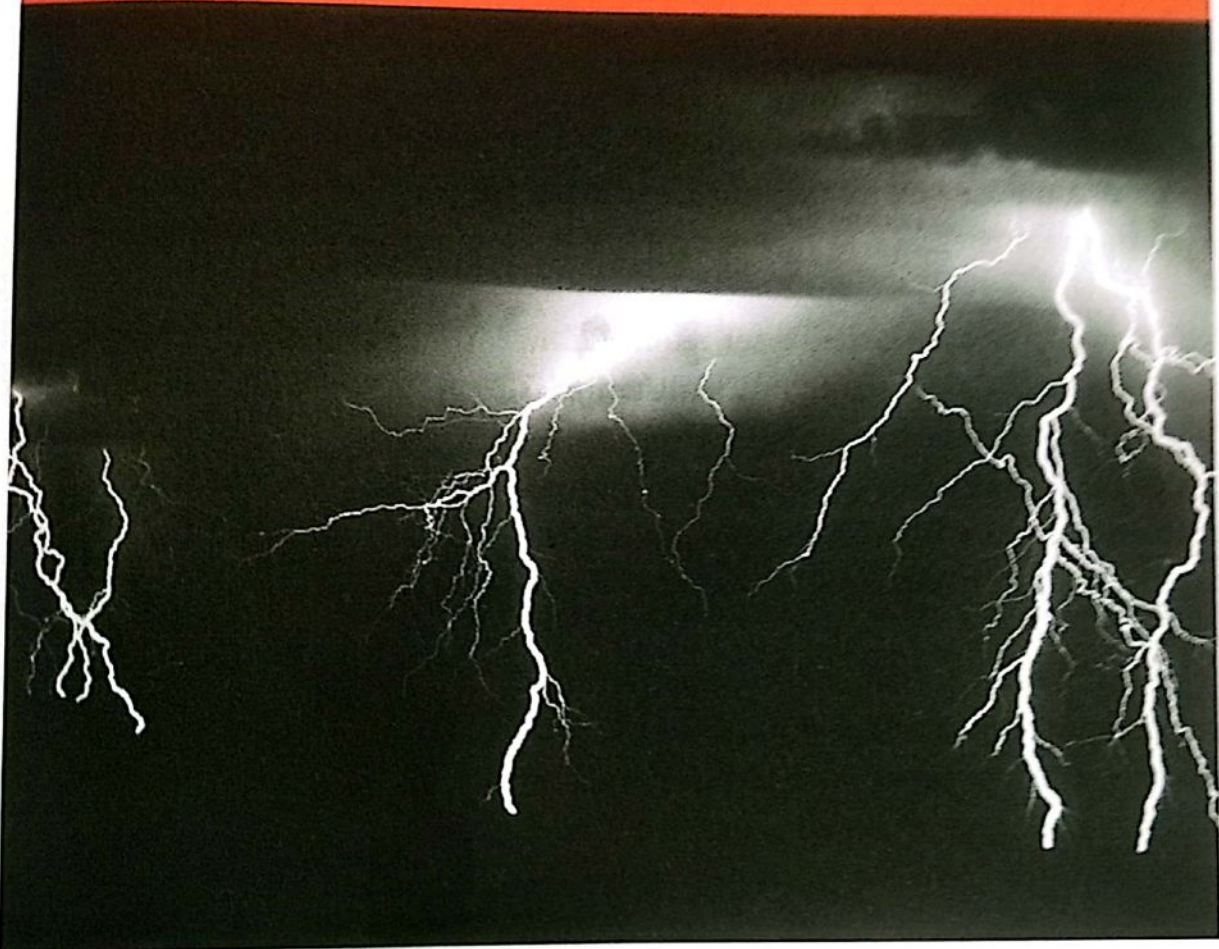
- Será possível separar o sal de cozinha da areia? Como?
- Se não tivermos um termómetro, será possível estimar os pontos de fusão e de ebulição das substâncias? Explica.
- Qual é a função da vareta usada na separação de óleo e água (experiência 3)?
- A tinta de caneta é uma mistura ou uma substância pura?
- É possível fazer outras cromatografias de tintas de diferentes marcas? Como?
- Como é que se sabe que uma pessoa está com febre sem usar o termómetro?
- O que aprendemos com as experiências que realizámos?
- Que outras experiências podem ser realizadas de acordo com a temática desta unidade?

Vamos relembrar...

- Matéria é tudo aquilo que ocupa lugar no espaço e tem massa.
- Objecto é uma porção limitada da matéria que se presta a um determinado uso.
- As propriedades gerais da matéria são: massa, extensão, impenetrabilidade, divisibilidade, compressibilidade, elasticidade e indestrutibilidade.
- Os estados de agregação da matéria são: sólido, líquido e gasoso.
- As propriedades específicas das substâncias classificam-se em físicas, químicas e organolépticas.
- Substâncias puras são todas aquelas que apresentam os pontos de fusão e de ebulição constantes e são constituídas por uma só substância.
- Misturas são associações de duas ou mais substâncias em que os componentes mantêm as suas propriedades.
- As propriedades físicas são: ponto de fusão, ponto de ebulição e densidade.
- As propriedades organolépticas são: estado de agregação, sabor, cor, brilho e odor.
- Misturas homogêneas são aquelas em que não é possível distinguir os seus componentes e que apresentam uma única fase.
- Misturas heterogêneas são aquelas em que é possível distinguir os seus componentes e que apresentam mais de uma fase.

- Os métodos de separação de misturas são muito importantes no nosso dia-a-dia. Na tecnologia eles são aplicados para a obtenção de muitos produtos essenciais à nossa vida, como a água, o álcool e a farinha, entre outros.
- Os métodos de separação de misturas heterogêneas são: catação, peneiração, filtração, decantação e separação magnética.
- Os métodos de separação de misturas homogêneas são: evaporação, cristalização, destilação, extração e cromatografia.
- Solução é uma mistura homogênea constituída por um solvente e um soluto.

Estrutura da matéria e reacções químicas



..... Fig. 1 Fenómenos que ocorrem na Natureza.

No final desta unidade, deverás saber:

- A constituição das substâncias
- As regras de representação dos símbolos dos elementos químicos
- A escrita das fórmulas químicas
- A diferença entre fenómenos físicos e químicos
- Os critérios de escrita e acerto das equações químicas
- Como realizar cálculos químicos envolvendo massa molecular, massa molar e volume molar de diferentes substâncias
- Os diferentes tipos de reacções químicas

3.1. Estrutura da matéria

Aprendemos na unidade anterior que tudo o que nos rodeia, tem massa e ocupa lugar no espaço denomina-se matéria.

Agora vamos aprender como é que a matéria é constituída.

3.1.1. O átomo e a sua constituição

Imagine-se que temos um pedaço de folha de papel que pode ser dividido em pequenos pedaços até chegar ao ponto em que não permite mais divisões. Tendem assim uma unidade muito pequena da matéria. Foi pensando assim que filósofos da Antiguidade chegaram à primeira definição de átomo, que vem do grego e significa indivisível.

Esta noção de átomo veio a ser retomada no início do século XIX, quando o cientista inglês **John Dalton** formulou a sua teoria atómica. Esta admitia que a matéria era constituída por partículas muito pequenas e indivisíveis, os átomos, baseando-se em constatações de carácter experimental.

Porém, a teoria de Dalton durou pouco tempo, pois os avanços da ciência permitiram aos cientistas perceber, com base em provas evidentes de carácter experimental, que os átomos, apesar de serem partículas muito pequenas, possuíam uma estrutura na qual se poderiam identificar outras partículas ainda mais pequenas.

Assim, o nome átomo permaneceu mas a teoria sobre a sua constituição mudou radicalmente.

O átomo é a partícula mais pequena e fundamental da matéria.

Como se pode imaginar, enquanto alguns cientistas procuravam demonstrar que a matéria é formada por átomos, outros investigaram e apresentaram provas evidentes de que o átomo é formado por duas regiões distintas: núcleo e electrosfera, como se pode ver no desenho ao lado.

Cada uma destas regiões (núcleo e electrosfera) é formada por partículas ainda menores.



Fig. 2 John Dalton (1766-1844).

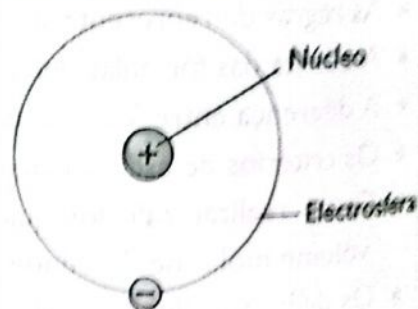
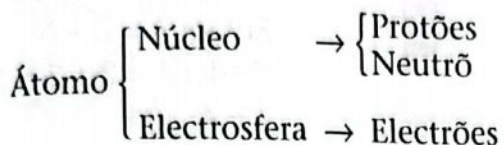


Fig. 3 Estrutura do átomo.

No núcleo encontramos os protões e os neutrões e, na electrosfera, os electrões. Observa o esquema abaixo:



Os **protões** são partículas que apresentam carga eléctrica positiva (+) e representam-se pelo símbolo **p**.

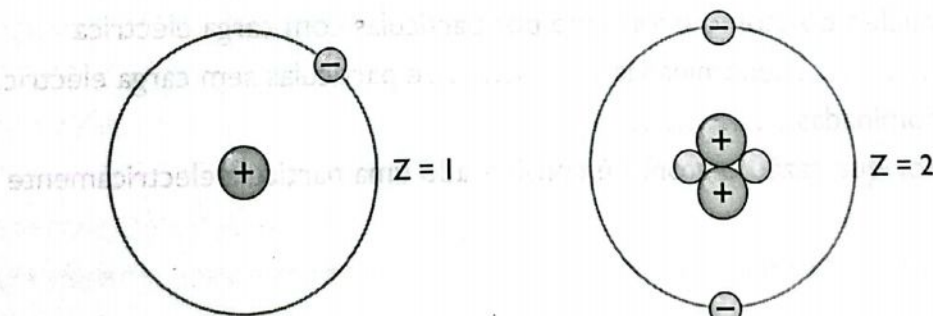
Os **neutrões** são partículas que não apresentam carga eléctrica. A massa do neutrão é praticamente igual à do protão. Essa partícula é representada pelo símbolo **n**.

Os **electrões** são partículas que apresentam carga eléctrica negativa (-), têm massa muito menor que a do protão ou a do neutrão e representam-se pelo símbolo **e⁻**. Assim, a noção de que toda a matéria é constituída por átomos permaneceu mas a noção sobre a constituição do átomo mudou substancialmente.

Átomos são partículas fundamentais da matéria e são constituídos por um núcleo contendo protões e neutrões e uma electrosfera contendo electrões.

No entanto, os átomos diferem entre si pela quantidade de protões, neutrões e electrões. Cada átomo tem a sua identidade, que é dada pela quantidade de protões que apresenta, denominada número atómico, que se representa pela letra **Z**.

O número de neutrões no núcleo designa-se por **N**.



O número atómico (**Z**) é igual ao número de protões no núcleo.

Como a massa do electrão é muito inferior à do protão ou do neutrão, ela não é considerada importante para a determinação da massa do átomo. Assim, a massa do átomo é dada pela soma das massas das partículas nucleares (protões e neutrões).

A soma do número de protões e neutrões de um átomo denomina-se número de massa e representa-se pela letra **A**.

O número de massa é igual à soma do número de protões e de neutrões: $A = Z + N$

Vê os exemplos que se seguem



$Z = 1$ (1 protão)
 $N = 0$ (0 neutrões)
 Então: $A = Z + N$
 onde: $A = 1 + 0 = 1$
 $A = 1$



$Z = 3$ (3 protões)
 $N = 3$ (3 neutrões)
 Então: $A = Z + N$
 onde: $A = 3 + 3 = 6$
 $A = 6$

Os exemplos mostram claramente que o número de protões (Z) é igual ao número de electrões e que o número de massa (A) é igual à soma do número de protões e de neutrões do núcleo.

Sabe-se, porém, que num átomo o número de protões (Z) é igual ao número de electrões na eletrosfera. Tendo as protões carga eléctrica positiva (+) e as electrões carga eléctrica negativa (-), então a carga eléctrica total do átomo é zero. Isto faz com que o átomo seja um sistema electricamente neutro.

Agora, interioriza esta informação:

$$A = Z + N \qquad N = A - Z$$

Actividades

- Completa os vários espaços nas frases que se seguem:
 - é tudo aquilo que tem massa e ocupa lugar no espaço.
 - A palavra provém do grego e significa
 - O átomo é formado por duas regiões distintas: o e a

 O núcleo do átomo é formado por partículas com carga eléctrica denominadas e partículas sem carga eléctrica denominadas
- Explica por que razão o átomo é considerado uma partícula electricamente neutra.

3.2. Elemento químico e símbolos químicos

3.2.1. Elemento químico

Aprendemos na unidade anterior que a matéria se divide em misturas e substâncias puras.

No início do século XVII, um cientista irlandês de nome **Robert Boyle** descobriu um elemento químico como uma substância pura que não pode ser transformada

noutra mais simples. Chama-se elemento químico a todos os átomos que possuem o mesmo número atómico (Z).

Por exemplo:

- O oxigénio é o elemento químico constituído por átomos que possuem o número atómico 8, ou seja, que têm 8 protões;
- O cálcio é o elemento químico constituído por átomos que possuem o número atómico 20, ou seja, que têm 20 protões.

Desta forma, podemos dizer que o número atómico individualiza cada elemento químico.

Elemento químico é o 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 próprio e um símbolo. A representação dos elementos químicos pelos símbolos específicos iniciou-se na época dos alquimistas.

3.2.2. Símbolos químicos

Os alquimistas já representavam por símbolos os elementos químicos conhecidos. Por exemplo, o ouro era identificado pelo símbolo do sol e a prata pelo símbolo da lua.

A representação simbólica que adoptamos actualmente foi introduzida em 1814 pelo químico sueco **Jons Jakob Berzelius**.

Este cientista propôs que:

- Cada átomo fosse representado por uma letra maiúscula. Essa letra deveria ser a primeira letra do nome latino do elemento a que o átomo pertence;
- Caso houvesse mais do que um nome com a mesma letra inicial, juntar-se-ia uma segunda letra, também do nome latino do elemento, mas escrita em minúscula. Exemplos: Carbono = C; Cálcio = Ca, Cádmiu = Cd.

Para representar o símbolo do elemento, usa-se a inicial maiúscula ou a inicial maiúscula seguida de uma letra minúscula, em geral do nome latino do elemento.

Como a língua portuguesa tem origem no latim, a maioria dos símbolos coincide com a primeira letra. Mas alguns são diferentes.

Observa a tabela seguinte:

Nome em português	Nome em latim (nome de origem)	Símbolo do elemento
Hidrogénio	Hydrogenium	H
Fósforo	Phosphorus	P
Nitrogénio	Nitrogenium	N
Ouro	Aurum	Au
Cobre	Cuprum	Cu
Chumbo	Plumbum	Pb
Oxigénio	Oxygenium	O
Potássio	Kalium	K
Sódio	Natrium	Na
Enxofre	Sulphrium	S
Estanho	Stannum	Sn
Prata	Argentum	Ag

Para indicar o número atómico e o número de massa junto ao símbolo do elemento, usa-se a seguinte notação:



Onde: A – é o número de massa;
E – é o símbolo do elemento químico;
Z – é o número atómico.

No entanto, o símbolo de um elemento é universal, não importa as traduções que o nome possa apresentar. Assim sendo, qualquer tradução terá o mesmo significado. Vê o exemplo abaixo:

Língua	Português	Espanhol	Inglês	Italiano	Francês
Nome do elemento	Prata	Plata	Silver	Argenta	Argent
Símbolo químico	Ag	Ag	Ag	Ag	Ag

Actividades

I. Assinala com "X" apenas a afirmação certa.

I.1. Quem criou o sistema de símbolos químicos que usamos hoje em dia foi:

- a) John Dalton.
- b) Antoine Lavoisier.
- c) Jons Berzelius.
- d) Robert Boyle.

I.2. 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 de mesmo número atómico.

1.3. Um átomo que tenha 8 protões tem:

- a) Menos de 8 electrões.
- b) 8 electrões.
- c) Mais de 8 electrões.
- d) 16 electrões.

2. Explica por que razão o elemento químico enxofre é representado pelo símbolo S e não pelo símbolo E.
3. Na tabela que se segue, preenche os rectângulos em branco com a ajuda de outros colegas ou sozinho.

Nome do elemento	Cobre		Potássio		Cálcio	
Símbolo químico		Hg		Cl		C

3.3. Classificação dos elementos químicos

Os elementos químicos classificam-se em dois grupos: metais e não metais ou ametais.

A descoberta, o tratamento, as transformações e a utilização dos metais sempre influenciaram o modo de vida e o desenvolvimento das sociedades.

Os átomos dos metais combinam-se uns com os outros e formam substâncias simples. Por exemplo, ouro, ferro, zinco, alumínio, estanho, chumbo, cobre, etc.



Fig. 4 Os materiais metálicos são muito utilizados no dia-a-dia graças às suas propriedades, que são comuns a todos eles.

3.3.1. Propriedades comuns dos metais

Os metais têm em comum as seguintes características:

- Possuem um brilho metálico característico;
- Apresentam altos pontos de fusão e de ebulição;
- Possuem alta condutibilidade eléctrica e calorífica;
- São maleáveis, isto é, moldáveis;
- São dúcteis, isto é, são facilmente estirados e alongados, formando extensos fios.

Portanto, a escolha do metal mais apropriado para o fabrico de um objecto depende muito das propriedades que ele apresenta.

3.3.2. Propriedades comuns dos ametais

O segundo grupo dos elementos químicos é formado pelos não metais, também designados ametais. Por exemplo, o carbono, o oxigénio, o hidrogénio, o enxofre, etc. Os átomos dos ametais não possuem uma semelhança exterior entre si, como acontece com os metais. Contudo, apresentam algumas propriedades comuns.

- Não possuem brilho metálico;
- Apresentam os pontos de fusão e de ebulição relativamente baixos;
- Não possuem condutibilidade eléctrica e calorífica.

3.4. Substâncias elementares e compostas

3.4.1. Moléculas e sua classificação

Observando a figura ao lado, podemos verificar que o corante, quando é gotejado num copo com água, espalha-se pelo copo à medida que o tempo vai passando. O fenómeno observado mostra a difusão e o movimento das partículas que constituem o corante. Fenómeno semelhante é observado quando abrimos um frasco de perfume e sentimos um cheiro agradável. Mesmo à distância continuamos a sentir esse cheiro. Isto significa que o cheiro se espalha no ar.

Os exemplos citados mostram que todas as substâncias, independentemente do estado de agregação em que se encontram, são constituídas por partículas muitíssimo pequenas em movimento que constituem unidades estruturais que podem ser átomos ou moléculas.

Molécula é um conjunto de átomos que caracteriza a substância.

No entanto, em substâncias como o diamante, o ferro ou qualquer outro metal, as unidades estruturais são átomos. Em outras substâncias, como a água, o dióxido de carbono (CO_2) e outras, as unidades estruturais são moléculas.



Fig. 5 Difusão das partículas na água (neste caso, de um corante).

As moléculas podem ser constituídas por átomos do mesmo elemento químico. Estas moléculas são denominadas substâncias elementares.

Outras, porém, são constituídas por átomos de elementos diferentes, recebendo por isso a designação de substância composta ou, simplesmente, compostos. Observa o exemplo seguinte:

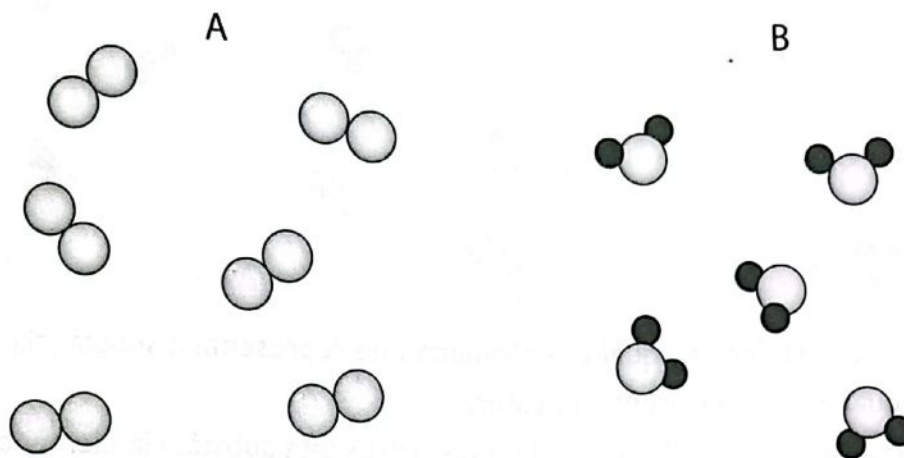


Fig. 6 Modelo corpuscular de substâncias elementares (A) e compostas (B).

As substâncias elementares ou substâncias simples são formadas por átomos do mesmo elemento químico. Por exemplo, hidrogénio (H_2), hélio (He), xénon (Xe), oxigénio (O_2), ferro (Fe), alumínio (Al), ouro (Au), entre outras.

As substâncias compostas são formadas por átomos de elementos diferentes. Por exemplo, água (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), amoníaco (NH_3), entre outras.

Se observarmos os exemplos acima dados, veremos que existem moléculas que apresentam um, dois e três átomos iguais ou diferentes. Assim, podemos classificar as substâncias como monoatómicas, diatómicas ou poliatómicas.

Substâncias monoatómicas são aquelas que apresentam um átomo do mesmo elemento. Exemplo: hélio (He), argón (Ar), cripton (Kr), xénon (Xe).

Substâncias diatómicas são aquelas que apresentam dois átomos na sua constituição. Exemplo: O_2 , H_2 , Cl_2 , N_2 , CO, NO, etc.

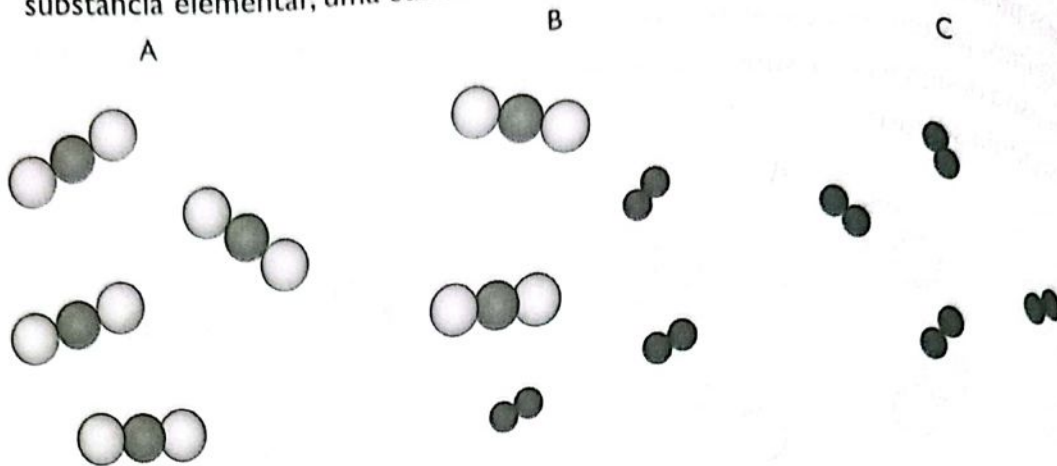
Substâncias poliatómicas são aquelas que apresentam mais de dois átomos. Exemplo: P_4 , S_8 , O_3 , H_2O , CO_2 , NH_3 , etc.

Actividades

I. Qual das seguintes substâncias é elementar? Assinala com "X" apenas a resposta certa.

- a) NaCl (cloreto de sódio).
- b) CuCl (cloreto de cobre - I).
- c) O_2 (oxigénio).
- d) CO (monóxido de carbono).

2. Observa os diagramas seguintes, que representam, esquematicamente, uma substância elementar, uma substância composta e uma mistura.



- 2.1. Indica, justificando, qual é o esquema que representa a substância composta e qual é que representa a mistura.
- 2.2. Dos esquemas A, B e C, qual é que representa substância elementar? Justifica.
3. Diz quantos átomos e quantos elementos possui a molécula do ácido sulfúrico (H_2SO_4).
4. Examina os compostos representados a seguir e assinala com "V" as afirmações verdadeiras e com "F" as afirmações falsas.

P_4 , S_8 , NaCl , Al e H_2O

 - a) São duas as substâncias elementares representadas.
 - b) São duas as substâncias compostas representadas.
 - c) NaCl é uma substância elementar.
 - d) A fórmula S_8 indica que oito átomos do mesmo elemento estão juntos formando uma única molécula.

3.5. Fórmulas das substâncias

No nosso dia-a-dia, utilizamos várias substâncias ou misturas de substâncias. Por exemplo, oxigénio, ferro, ouro, leite, perfume, alumínio, entre outras. As substâncias são formadas por um ou mais átomos.

Estudámos nas lições anteriores que cada substância, seja elementar ou composta, corresponde a um determinado tipo de molécula.

Portanto, tal como os átomos dos elementos se representam por símbolos que os identificam, do mesmo modo as moléculas podem ser representadas simbolicamente por fórmulas químicas.

Fórmula química é a representação gráfica da molécula de uma determinada substância usando símbolos para os átomos nela presentes.

As fórmulas das substâncias cujos constituintes são moléculas são designadas por fórmulas moleculares. Elas expressam o número total de cada tipo de átomo unido na estrutura química e, por isso, não podem ser simplificadas.

Por exemplo, a fórmula molecular da água é H_2O . Cada tipo de molécula tem a sua própria fórmula química.

3.5.1. Montagem de uma fórmula química

Para cada substância, elementar ou composta, escrevem-se os símbolos dos diferentes átomos que compõem a sua molécula, indicando em índice, um pouco abaixo e à direita do símbolo, o número de átomos de cada constituinte. Vê os exemplos seguintes:

A molécula da água é constituída por dois átomos de hidrogénio e um átomo de oxigénio. O símbolo químico do oxigénio é O e o do hidrogénio é H.

A representação simbólica da molécula da água é H_2O , denominada fórmula química da água.



Fig. 7 Modelo da molécula de água.

A molécula do oxigénio é constituída por dois átomos de oxigénio. A sua fórmula química será O_2 .




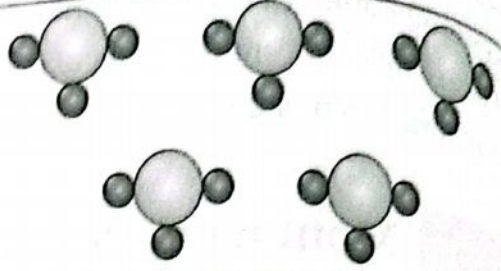

Fig. 8 Modelo da molécula de oxigénio.

Mais exemplos podem ser observados na tabela que se segue.

Nome	Fórmula química	Constituição da molécula	Tipo de substância
Hidrogénio	H_2	2 átomos de hidrogénio	Elementar
Ozono	O_3	3 átomos de oxigénio	Elementar
Cloreto de sódio	$NaCl$	1 átomo de sódio e 1 átomo de cloro	Composta
Peróxido de hidrogénio	H_2O_2	2 átomos de hidrogénio e 2 átomos de oxigénio	Composta

Mas também podem representar-se simbolicamente várias moléculas escrevendo antes da fórmula a quantidade que se pretende representar.

Observa a tabela seguinte:

Constituição das moléculas	Fórmula química	Modelo das moléculas
2 moléculas de água	$2 \text{H}_2\text{O}$	
5 moléculas de amoníaco	5NH_3	
3 moléculas de hidrogénio	3H_2	

3.5.2. Composição das fórmulas químicas segundo as valências dos elementos

A fórmula química traduz a proporção de combinação entre os átomos dos elementos nos compostos.

Como é que se montam as fórmulas químicas das substâncias a partir das valências? É muito fácil. Basta conhecer as valências dos elementos que constituem a substância.

Valência é a capacidade de combinação entre os átomos dos elementos químicos para formar uma substância.

Os valores das valências dos elementos químicos são tabelados e representam-se em numeração romana. Observa a tabela de alguns elementos:

Nome do elemento	Símbolo químico	Valência
Hidrogénio	H	I
Sódio	Na	I
Potássio	K	I
Cobre	Cu	I e II
Ferro	Fe	II e III
Oxigénio	O	II
Carbono	C	IV
Fósforo	P	V
Enxofre	S	IV e VI
Alumínio	Al	III
Cloro	Cl	I
Magnésio	Mg	II

A determinação da fórmula química a partir das valências dos elementos traduz-se em três passos:

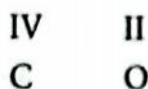
1. Dispõem-se os símbolos dos elementos na mesma linha:
H O
2. Por cima de cada um dos símbolos, coloca-se o número correspondente à valência do elemento:
I II
H O
3. Trocam-se as valências dos elementos e colocam-se como índice:
I II
H₂ O₁

O índice expressa a quantidade de átomos que compõem cada elemento na substância.

A valência de hidrogénio passa a ser o índice de oxigénio e a valência de oxigénio passa a ser o índice de hidrogénio. Assim, a fórmula será H₂O.

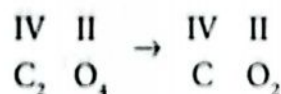
Atenção:

- Quando uma substância é formada por apenas um átomo de determinado elemento, não é necessário indicar o número 1 no índice, isto é, dispensa-se escrever a unidade. Exemplo: NaCl, HCl, etc.
- Quando uma substância é formada por elementos que apresentam valências que são divisores entre si, dividem-se os valores representados pelo máximo divisor comum (m.d.c.) do índice. Por exemplo:



Neste caso, o máximo divisor comum entre 2 e 4 é 2.

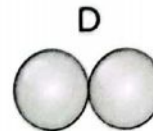
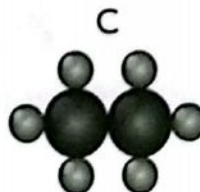
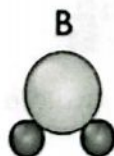
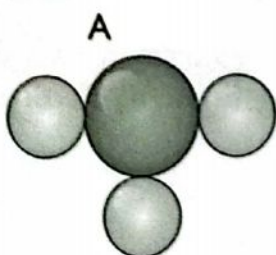
Então:



Teremos CO₂ como fórmula feita e dispensa-se escrever a unidade ou o índice 1.

Actividades

1. Indica o número de átomos que compõem cada uma das substâncias apresentadas:



Será possível determinar a massa de um átomo por meio de uma balança?

É certo que não, pois o átomo constituinte da matéria é muito pequeno e, por isso, possui também uma massa muito pequena, pelo que se torna impossível pesá-lo directamente. Porém, faz-se a determinação da massa do átomo de modo indirecto.

Como se determina a massa do átomo?

Um grupo de cientistas escolheu uma unidade padrão, com base no átomo de carbono, a partir do qual se determina a massa de todos os átomos. Observa a figura seguinte:

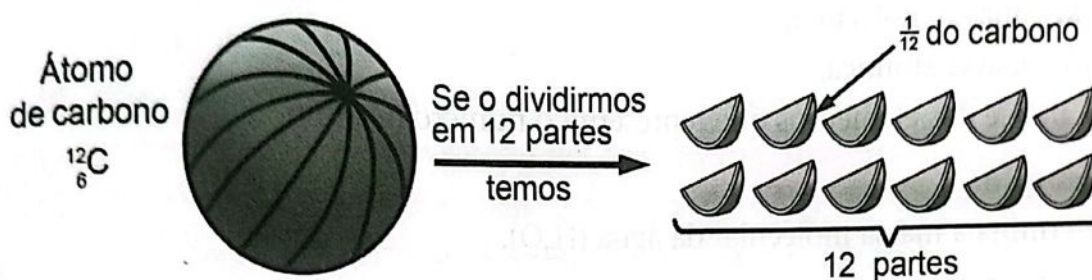


Fig. 10 A divisão do átomo de carbono.

Os cientistas atribuíram a cada uma das doze partes o valor de uma unidade de massa atómica. Como cada parte tem a massa correspondente a 1 u.m.a., a massa do átomo padrão (carbono) é igual a 12 u.m.a.

Os químicos determinaram a massa de todos os átomos, que podem ser consultadas nas tabelas apropriadas todas as vezes que necessitar.

Observa a tabela, que apresenta a massa atómica de alguns elementos químicos:

Nome do elemento	Símbolo químico	Massa atómica relativa	Massa atómica
Hidrogénio	H	1,0	1 u.m.a.
Oxigénio	O	16,0	16 u.m.a.
Alumínio	Al	27,0	27 u.m.a.
Cloro	Cl	35,5	35,5 u.m.a.
Cobre	Cu	63,5	63,5 u.m.a.
Cálcio	Ca	40,1	40,1 u.m.a.
Sódio	Na	23,0	23 u.m.a.
Enxofre	S	32,0	32 u.m.a.
Ouro	Au	79,0	79 u.m.a.

Massa atómica é o número que indica quantas vezes um determinado átomo é mais pesado que 1/12 da massa do átomo de carbono. É expressa em u.m.a.

Assim, a massa molecular de um composto é determinada pela soma das massas atômicas que constituem a molécula multiplicada pela quantidade de átomos de cada elemento.

A massa molecular é representada simbolicamente por MM e é expressa em unidades de massa atômica (u.m.a.).

A fórmula para calcular a massa molecular será:

$$MM = iMA_1 + iMA_2 + iMA_3 + \dots$$

Onde:

MM – massa molecular;

MA – massa atômica;

i – índice dos elementos que representa o número de átomos.

Exemplo:

Determina a massa molecular da água (H₂O).

Resolução:

Consultando a tabela de massas atômicas, teremos:

$$H = 1 \text{ u.m.a.}$$

$$O = 16 \text{ u.m.a.}$$

Sabendo que:

$$MM (H_2O) = iMA_1 + iMA_2$$

Então:

$$MM (H_2O) = 2 \times 1 \text{ u.m.a.} + 1 \times 16 \text{ u.m.a.}$$

$$MM (H_2O) = 18 \text{ u.m.a.}$$

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

Assim, para determinar a molécula-grama de uma substância, basta determinar a massa molecular dessa substância expressa em u.m.a. e convertê-la em gramas.

Observa a tabela que se segue:

Substância	Massa molecular	Molécula-grama
Oxigênio	O ₂ : 2 × 16 u.m.a. = 32 u.m.a.	32 g
Dióxido de carbono	CO ₂ : 12 u.m.a. + 2 × 16 u.m.a. = 44 u.m.a.	44 g
Álcool etílico	C ₂ H ₆ O: 2 × 12 u.m.a. + 6 × 1 u.m.a. + 16 u.m.a. = 46 u.m.a.	46 g

Contudo, as massas atômicas e moleculares são pouco utilizadas porque não trabalhamos com átomos e moléculas, mas sim com quantidades maiores de substância, expressas em gramas, quilogramas, toneladas, entre outros.

Actividades

- Consulta a tabela de massas atómicas e calcula a massa molecular de:
 - SO_3 (trióxido de enxofre);
 - H_3PO_4 (ácido fosfórico);
 - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glicose);
 - P_2O_5 (pentóxido de difósforo).
- Das afirmações que se seguem, assinala com "V" as verdadeiras e com "F" as falsas.
 - Para calcular a massa atómica, o grupo de cientistas escolheu a massa padrão de átomo de cobre de 1/64.
 - Para determinar a massa molecular de um composto é necessário ter em consideração as massas dos átomos constituintes.
 - Massa atómica é o número que indica quantas vezes um determinado átomo é mais pesado que 1/12 da massa do átomo de carbono.
 - As massas atómicas e moleculares podem ser calculadas usando uma balança.
- Qual é a massa do hidróxido de sódio (NaOH) expressa em gramas, sabendo que as massas atómicas dos elementos que o compõem são respectivamente: Na = 23 u.m.a., O = 16 u.m.a. e H = 1 u.m.a.

3.7. Reacções químicas

3.7.1. Fenómenos físicos e químicos

No nosso dia-a-dia, observamos vários fenómenos. O que é um fenómeno?

Na linguagem popular, fenómeno significa um acontecimento fantástico.

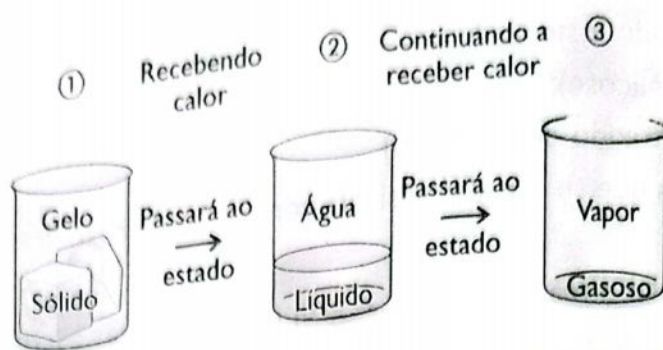
Porém, para a ciência:

Fenómeno é todo e qualquer acontecimento que ocorre na Natureza. Por exemplo, a formação de chuvas, os relâmpagos riscando o céu, o amadurecimento de frutos, entre outros.

O que é um fenómeno físico?

Quando rasgamos um pedaço de papel, este continua com as mesmas propriedades, muda apenas o estado de divisão das partículas. O mesmo acontece quando aquecemos água. A água, ao receber calor, passa do estado líquido para o estado de vapor (gasoso) mas continua a ser a substância água.

Como podemos verificar, nos processos acima referidos não houve mudança na constituição das substâncias. Neste caso, podemos dizer que ocorreu um fenômeno físico.



Fenômeno físico é aquele que ocorre sem alteração das propriedades iniciais das substâncias, isto é, não há a formação de novas substâncias. Exemplo: quebra de um giz, dissolução do sal em água, fusão de gelo, entre outros.

Além de fenômenos físicos, observam-se também outros fenômenos, como, por exemplo, a queima de carvão, o apodrecimento de alimentos, o amadurecimento de frutos, entre outros.

Portanto, quando se queima um pedaço de papel, este muda de cor, liberta gases e forma um resíduo que se chama cinza. Neste caso, podemos dizer que ocorreu um fenômeno químico.

Fenômeno químico é aquele que ocorre causando a formação de novas substâncias, que apresentam outras propriedades específicas. Exemplo: o enferrujamento de ferro, a queima de lenha, a digestão de alimentos, a respiração celular, entre outros.

Os fenômenos químicos referem-se às reações químicas. Quando uma ou mais substâncias se transformam originando novas substâncias, diz-se que ocorreu uma transformação química ou reação química. Esse processo de transformação pode ocorrer espontaneamente ou pode ser iniciado devido ao fornecimento de energia sob a forma de calor, fornecimento da corrente elétrica ou por ação da luz solar. Por exemplo, o palito de fósforo só acende quando o friccionamos na lixa da caixa; o processo de fotossíntese é uma reação química muito importante que ocorre nas plantas, devido à ação da luz solar, etc.

Pode, por isso, concluir-se que as condições necessárias para a ocorrência de uma reação química são:

- A presença de partículas reagentes;
- As partículas reagentes devem possuir energia suficiente.



Fig. 11 Fenômeno químico (um palito de fósforo aceso).

Actividades

1. Menciona dois exemplos de fenómenos físicos e três de fenómenos químicos.
2. Assinala com "X" apenas a afirmação certa.
 - 2.1. Quando ocorre uma reacção química:
 - a) As substâncias são destruídas.
 - b) Novas substâncias são formadas.
 - c) As substâncias passam de um estado de agregação para outro.
 - d) Há conservação do calor.
 - 2.2. Das afirmações que se seguem, a que corresponde ao fenómeno químico é:
 - a) Dissolver o açúcar em água.
 - b) Quebrar um pedaço de gelo com um martelo.
 - c) Queimar o açúcar.
 - d) Evaporar a água.
 - 2.3. Diz-se que ocorreu um fenómeno físico quando:
 - a) As substâncias alteram as suas propriedades químicas.
 - b) A palha-de-aço humedecida passa, com o tempo, da cor acinzentada para a avermelhada.
 - c) As substâncias iniciais não alteram as suas propriedades.
 - d) As substâncias iniciais perdem a sua cor inicial.
3. Debate com os teus colegas a seguinte questão: o que acontece, depois de alguns dias, ao lixo da tua casa ou do teu bairro quando é deixado ao ar livre?
4. Classifica os fenómenos seguintes:
 - a) Evaporação da água dos rios:
 - b) Corrosão dos metais:
 - c) Formação da chuva:
 - d) Queima da lenha:



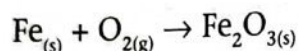
3.8. Equações químicas: representação e interpretação, Acerto das equações químicas

3.8.1. Representação e acerto das equações químicas

Agora que já sabemos a diferença entre um fenómeno físico e um fenómeno químico, recordemos que todo o fenómeno químico é uma reacção química. Numa reacção química ocorre sempre a formação de novas substâncias. As reacções químicas são representadas simbolicamente pelas respectivas equações químicas.

Equação química é a representação gráfica de uma reacção química.

Para se representar uma equação química, basta substituir o nome das substâncias (reagentes e produtos) pelas suas fórmulas químicas. Por exemplo, para a reacção entre o ferro e o oxigénio, formando óxido de ferro, tem-se a seguinte equação química:

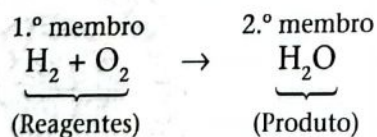


Neste exemplo, pode observar-se que as substâncias que aparecem à esquerda da seta constituem o 1.º membro e denominam-se reagentes. Por seu turno, as que aparecem no 2.º membro da seta denominam-se produtos da reacção.

Na escrita das equações químicas, devem representar-se os estados de agregação das substâncias em causa do seguinte modo: sólido (s), líquido (l), gasoso (g), solução aquosa (aq).

Reagentes são as substâncias que reagem. **Produtos** são as substâncias que se formam como resultado de uma reacção química.

A seta (\rightarrow) representa a formação de novas substâncias e lê-se “dá” ou “origina” ou ainda “forma”. O sinal + mostra que as substâncias entraram em contacto (reagiram). Vê o exemplo que se segue:



No exemplo acima dado, pode observar-se que os átomos dos produtos são os mesmos encontrados nos reagentes, mas rearranjados de forma diferente.

Toda a equação química deve obedecer à lei da conservação da massa, também chamada lei de Lavoisier, que diz:

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

Para que as equações químicas estejam de acordo com a lei da conservação da massa, é necessário acertá-las. Isso significa que a quantidade de átomos dos produtos deve ser igual à quantidade de átomos dos reagentes. Para acertar as equações das reacções químicas, usam-se números, denominados coeficientes.

Coefficiente é o número que precede a fórmula química e representa as quantidades relativas de todas as substâncias envolvidas na reacção química.

Exemplo: $2\text{H}_2\text{O}$

↑
coeficiente

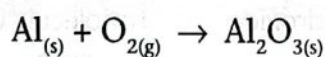
Os coeficientes podem ser números inteiros ou fraccionários. No entanto, para facilitar a compreensão, é melhor não utilizar fracções e, sim, os números inteiros possíveis.

3.8.1.1. Acerto de equações químicas pelo método das tentativas

O método das tentativas é um método muito usado pelos químicos. Este método consiste na contagem directa dos átomos nos reagentes e nos produtos e na determinação dos coeficientes de forma a igualar o número de átomos dos constituintes.

Na aplicação deste método deve proceder-se à contagem dos átomos, elemento por elemento, começando pelos que possuem maior índice e que aparecerem apenas numa substância de cada lado.

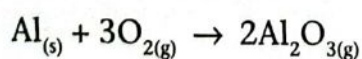
Vê o exemplo que se segue:



1.º passo — O elemento que apresenta maior índice é o oxigénio:

1.º membro	2.º membro
2 átomos	3 átomos

Agora vamos multiplicar o 1.º e o 2.º membro pelo menor múltiplo comum (m. m. c.) de 2 e 3 e teremos:

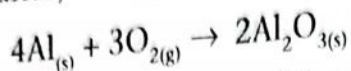


O oxigénio já está certo, isto é, temos o mesmo número de átomos nos reagentes e nos produtos.

2.º passo — Agora, verifica a quantidade de átomos do alumínio:

1.º membro	2.º membro
1 átomo	4 átomos

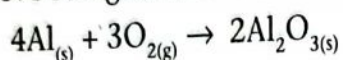
Portanto, multiplicando o 1.º membro por 4, teremos:



Desta forma a equação está certa e obedece à lei da conservação da massa:

1.º membro	2.º membro
4 átomos de alumínio	4 átomos de alumínio
6 átomos de oxigénio	6 átomos de oxigénio

Comprovação da lei da conservação da massa: a soma das massas dos reagentes deve ser igual à soma das massas dos produtos da reacção!



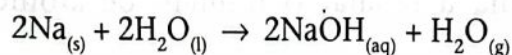
$$4 \times 27 \text{ g} + 3 \times (2 \times 16 \text{ g}) = 2(2 \times 27 \text{ g} + 3 \times 16 \text{ g})$$

$$108 \text{ g} + 96 \text{ g} = 2 \times 102 \text{ g}$$

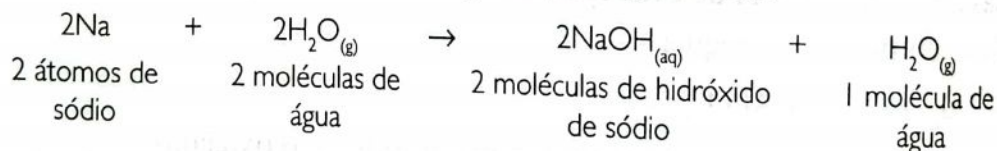
$$204 \text{ g} = 204 \text{ g}$$

3.8.2. Interpretação das equações químicas

Uma equação química pode ser interpretada qualitativamente e quantitativamente. A interpretação qualitativa refere-se às substâncias que intervêm na reacção e a quantitativa refere-se ao número de átomos ou moléculas que intervêm na reacção. Por exemplo:



A interpretação qualitativa e quantitativa será: dois átomos de sódio reagem com duas moléculas de água formando duas moléculas de hidróxido de sódio e uma molécula de água. Esquemáticamente podemos representar:



Então, isto quer dizer que numa equação química, além da interpretação qualitativa que se faz e que se refere ao tipo de substância que reage, também se faz uma interpretação quantitativa, que se refere à quantidade de substâncias que reagem. Tais substâncias podem ser átomos, moléculas ou iões.

Actividades

1. Não podemos manipular átomos na nossa sala de aulas, mas podemos compará-los com pequenas partículas, como propunha o cientista John Dalton.
 - 1.1. Utilizando clipes ou massa de moldar de cores diferentes ou outros materiais, representa quatro moléculas de gás hidrogénio e quatro moléculas de gás oxigénio.
 - 1.2. Imagina que o hidrogénio e o oxigénio reagiram. Representa duas moléculas de água usando a massa de moldar ou outro material.
2. Enuncia a lei da conservação da massa.
3. Acerta as seguintes equações químicas e verifica se obedecem à lei de Lavoisier ou lei da conservação da massa:
 - 3.1. $\text{Fe}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(g)}$
 - 3.2. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
4. Interpreta qualitativamente e quantitativamente a seguinte equação química:

$$\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$$

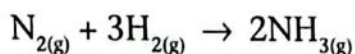
3.9. Tipos de reacções químicas

Os tipos de reacções químicas que vais aprender são:

- Reacção de combinação ou de síntese;
- Reacção de decomposição;
- Reacção exotérmica;
- Reacção endotérmica;
- Reacção redox.

3.9.1. Reacção de combinação ou de síntese

Vê o exemplo que se segue:

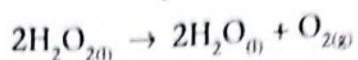


A partir deste exemplo, podes verificar que duas substâncias se combinam formando uma única substância.

Reacção de combinação ou de síntese é a reacção em que duas ou mais substâncias simples ou compostas se combinam formando uma única.

3.9.2. Reacção de decomposição

Observa o exemplo seguinte:

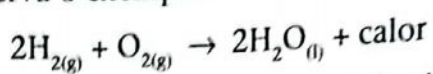


Nesta reacção, uma substância decompõe-se, formando duas substâncias.

Reacção de decomposição é a reacção em que uma substância composta se desdobra noutras substâncias elementares ou compostas.

3.9.3. Reacção exotérmica

Observa o exemplo:



Esta equação mostra que a reacção de formação da água a partir de H_2 e O_2 ocorre com a libertação de calor.

O prefixo exo- significa "para fora" e "térmica" significa calor.

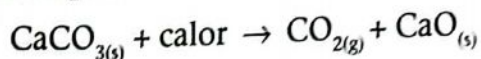
Reacção exotérmica é a reacção que ocorre com a libertação de calor para o meio ambiente.

3.9.4. Reacção endotérmica

O prefixo endo- significa "para dentro".

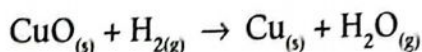
Reacção endotérmica é a reacção que ocorre com absorção de calor do meio exterior.

Por exemplo:



3.9.5. Reacção redox

Vê o exemplo seguinte:



Observando o exemplo acima dado, podes constatar que o hidrogénio do 1.º membro ganhou o oxigénio para formar água. Por outro lado, o cobre perdeu o oxigénio. A perda do oxigénio designa-se por **redução** e o ganho de oxigénio, **oxidação**. Numa reacção redox existem, por isso, dois processos simultâneos — a redução e a oxidação.

Reacção redox é a reacção que ocorre quando uma molécula perde oxigénio e outra molécula ganha oxigénio.

Observação:

As reacções endotérmicas e exotérmicas são tratadas num capítulo especial, pois o seu estudo constitui uma parte da Química denominada termoquímica, que será estudada na próxima unidade temática.

Actividades

1. Dadas as seguintes equações químicas, identifica as reacções de combinação e as de decomposição.
 - a) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$;
 - b) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$;
 - c) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - d) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
2. Dadas as seguintes afirmações, assinala com "V" as afirmações verdadeiras e com "F" as falsas:
 - a) Reacção de combinação é aquela em que uma substância se desdobra em duas ou mais substâncias.
 - b) A reacção de queima de carvão é exotérmica porque ocorre com a libertação de calor.
 - c) Reacção redox é aquela que ocorre com ganho e perda de átomos.
 - d) O processo de fotossíntese é um processo endotérmico porque ocorre com absorção de calor.



3.10. Cálculos estequiométricos

A mistura de reagentes em proporções correctas é fundamental na produção química. O sabão, por exemplo, deve passar por um controlo rígido de qualidade para evitar que haja excessos de reagentes na sua mistura, o que poderia provocar problemas à nossa saúde, como a irritação da pele, alergia, etc.

Para os químicos, o cálculo das quantidades necessárias de cada reagente para formar um determinado produto tem importância vital. Assim como os ingredientes de um bolo devem ser medidos em proporções ideais para a receita sair bem, os reagentes devem ser usados em quantidades certas.

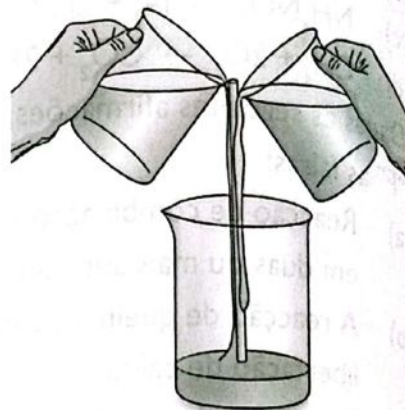


Fig. 12 Reagentes com proporções certas.

Este tipo de cálculos é denominado cálculo estequiométrico. A palavra estequiometria provém do grego *stoikheion* (elemento ou substância) e *metron* (medida). Logo, estequiometria significa medida de um elemento ou substância.

Estequiometria é a parte da Química que trata de cálculos numéricos aplicados às substâncias isoladamente ou numa reacção química.

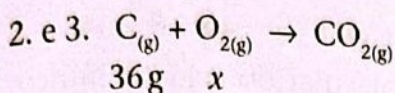
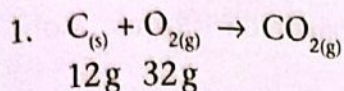
O cálculo estequiométrico permite determinar a quantidade de uma substância participante numa reacção química a partir da quantidade conhecida das outras substâncias envolvidas.

Passos para o cálculo estequiométrico:

1. Escrever e acertar a equação da reacção química;
2. Identificar as fórmulas ou símbolos das substâncias que irão intervir nos cálculos;
3. Colocar os dados correspondentes ao problema e representar a incógnita por letra;
4. Colocar os dados correspondentes às substâncias envolvidas com as respectivas unidades. Por exemplo, massa (g) ou volume (ℓ), entre outros;
5. Estabelecer a regra de três simples correspondente e determinar a incógnita;
6. Apresentar a resposta do problema.

Exemplo:

36 g de carbono são queimados completamente na presença do oxigénio do ar. Qual é a quantidade de oxigénio necessária para a ocorrência da combustão?

Resolução:

4. 12 g de carbono reagem com 32 g de oxigénio
36 g de carbono reagem com x g de oxigénio

5. Donde:

$$\frac{12\text{ g}}{36\text{ g}} = \frac{32\text{ g}}{x}$$

$$x = \frac{36\text{ g} \times 32\text{ g}}{12\text{ g}}$$

$$x = 96\text{ g}$$

**Resposta:**

Para a combustão completa de 36 g de carbono, são necessários 96 g de oxigénio.

3.11. Composição percentual das substâncias

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

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

A lei de Proust ou das proporções constantes refere o seguinte:

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

A fórmula centesimal é normalmente calculada a partir da fórmula molecular da substância. Para tal, calcula-se primeiro o peso molecular da substância em causa e depois calculam-se as percentagens correspondentes a cada tipo de átomo.

Exemplo:

Calcula a composição centesimal do ácido sulfúrico (H_2SO_4) sabendo que as massas atómicas em u.m.a. são: $H = 1$, $O = 16$ e $S = 32$.

Resolução:

1. Calcula-se o peso molecular do ácido sulfúrico a partir da fórmula molecular:

$$2H \text{ --- } 2 \times 1 = 2 \qquad 1S \text{ --- } 1 \times 32 = 32 \qquad 4O \text{ --- } 4 \times 16 = 64$$

Somando os valores obtidos, ter-se-á o peso molecular do ácido sulfúrico, que é de $2 + 32 + 64 = 98 \rightarrow 98 \text{ g}$.

2. Calculam-se as percentagens correspondentes a cada tipo de átomos:

Para o H: $98 \text{ g } H_2SO_4 - 100\%$
 $2 \text{ g de H} - x$
 $x = 2,04\%$

Para o S: $98 \text{ g } H_2SO_4 - 100\%$
 $32 \text{ g de S} - y$
 $y = 32,65\%$

Para o O: $98 \text{ g } H_2SO_4 - 100\%$
 $64 \text{ g de O} - z$
 $z = 65,31\%$

Resposta:

A composição percentual, ou centesimal, do H_2SO_4 é de: $H = 2,04\%$, $S = 32,65\%$ e $O = 63,31\%$. Portanto, pode determinar-se a fórmula do composto cuja composição centesimal é conhecida.

Exemplo:

Determina a fórmula do composto cuja composição centesimal é de: $H = 1,59\%$, $N = 22,22\%$ e $O = 76,19\%$

Resolução:

1. Divide-se a percentagem de cada elemento pela respectiva massa atómica relativa. Então, teremos: $H = 1,59\% : 1 = 1,59$; $N = 22,22\% : 14 = 1,59$, $O = 76,19 : 16 = 4,76$

2. Escolhe-se o número menor e dividem-se todos os outros por esse mesmo número. Neste caso, o menor número é 1,59. Então:

$$\begin{array}{lll} H = 1,59 : 1,59; & N = 1,59 : 1,59 & e \quad O = 4,76 : 1,59 \\ H = 1 & N = 1 & O = 2,99 = 3 \end{array}$$

Resposta:

A fórmula do composto será HNO_3 .

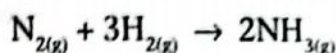
Actividades

1. Na combustão de gás metano (CH_4) são queimados 40 g do gás para formar dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O). Determina a quantidade de CO_2 que se liberta. Massa atómica em u.m.a. $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$ e $\text{O} = 16$.
2. Determina a composição centesimal da água, sabendo que as massas atómicas em u.m.a. são $\text{H} = 1$ e $\text{O} = 16$.
3. Determina as fórmulas dos compostos cuja composição centesimal é:
 - a) $\text{N} = 82,35\%$ e $\text{H} = 17,65\%$;
 - b) $\text{K} = 44,82\%$, $\text{S} = 18,39\%$ e $\text{O} = 36,79\%$;
 - c) $\text{C} = 15,78\%$ e $\text{S} = 84,22\%$;
 - d) $\text{Na} = 27,05\%$, $\text{N} = 16,47\%$ e $\text{O} = 56,47\%$.

3.12. Mole e número de Avogadro

A grandeza que se relaciona com o número de partículas (átomos, moléculas, etc.) é a quantidade de substância, cuja unidade de medida é a mole. Vê o exemplo que se segue.

Da reacção entre o nitrogénio e o hidrogénio forma-se o amoníaco.



1 mol $\text{N}_{2(g)}$	3 mol $\text{H}_{2(g)}$	2 mol $\text{NH}_{3(g)}$
28,02 g	6 g	34,02 g
1 mol de moléculas de nitrogénio	3 mol de moléculas de hidrogénio	2 mol de moléculas de amoníaco

A equação química acima indica que uma mole de moléculas de nitrogénio reage com três moles de moléculas de hidrogénio formando duas moles de moléculas de amoníaco.

O que será então uma mole de substância?

As determinações que foram feitas pelos cientistas revelaram que a quantidade de substância denominada mole contém aproximadamente $6,02 \times 10^{23}$ partículas.

Agora, fixa esta informação:

1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ partículas, que podem ser átomos, moléculas, iões, etc.

Em homenagem ao **italiano Amedeo Avogadro**, atribui-se ao número $6,02 \times 10^{23}$ o seu nome. Por essa razão, denomina-se **número de Avogadro** ou **constante de Avogadro** e representa-se simbolicamente por N_A .



Fig. 13 Amedeo Avogadro.

Exemplo:

Quantas moléculas de água existem em 54 g desta substância?

Resolução:

Se em 18 g de H_2O existem $6,02 \times 10^{23}$ moléculas, em 54 g de H_2O existirão x moléculas.

$$x = \frac{54 \text{ g} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{18 \text{ g}}$$

$$x = 3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$x = 18,06 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Resposta:

Em 54 g de água existem $18,06 \times 10^{23}$ moléculas de água.

Exemplo:

Num balão existem 4,8 kg de oxigénio. Qual é o número de átomos de oxigénio?

Resolução:

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

Em 1 átomo-grama de oxigénio, que corresponde a 16 g de oxigénio, existem $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigénio. Logo, em 4800 g de oxigénio existirão x átomos.

$$x = \frac{4800 \text{ g} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{16 \text{ g}}$$

$$x = 18,06 \times 10^{25} \text{ átomos}$$

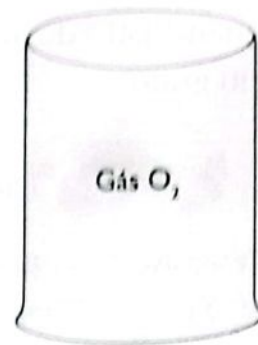
Resposta:

Em 4,8 kg de oxigénio existem $18,06 \times 10^{25}$ átomos de oxigénio.

3.13. Volume molar e massa molar

Observando a figura ao lado, podes verificar que o gás oxigênio ocupa um certo espaço (volume) no recipiente.

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



Volume molar de uma substância é o volume ocupado por uma mole de moléculas dessa substância.

O volume molar é expresso em ℓ/mol ou dm^3/mol : $V_m = \frac{V}{n}$.

Onde: V_m = volume molar da substância;

V = volume do gás;

n = número de moles.

O volume ocupado por uma substância depende da temperatura em que ela se encontra e da pressão a que está submetida. Assim, foi demonstrado experimentalmente que o volume de um gás à temperatura de 0°C e à pressão de 1 atmosfera será de aproximadamente $22,4 \ell$.

Portanto, as condições acima referidas são denominadas condições normais de temperatura e pressão, representadas como C.N.T.P.

Agora, fixa esta informação:

O volume molar de qualquer gás nas C.N.T.P. é igual a $22,4 \ell/\text{mol}$.

Exemplo:

Determina o volume ocupado por $0,5 \text{ mol}$ de dióxido de carbono C.N.T.P.

Resolução:

Podes usar a fórmula ou a regra de três simples:

$$1 \text{ mol de CO}_2 - 22,4 \ell$$

$$0,5 \text{ mol de CO}_2 - x$$

$$x = \frac{22,4 \ell \times 0,5 \text{ mol}}{1 \text{ mol}}$$

$$x = 11,2 \ell$$

Ou, usando a fórmula ($V_m = \frac{V}{n}$):

$$V_m = 22,4 \ell/\text{mol}; n = 0,5 \text{ mol}$$

$$\text{Logo: } V = V_m \times n$$

$$V = 22,4 \ell/\text{mol} \times 0,5 \text{ mol}$$

$$V = 11,2 \text{ dm}^3$$

Resposta:

O volume ocupado por $0,5 \text{ mol}$ de dióxido de carbono é de $11,2 \ell$ ou $11,2 \text{ dm}^3$.



A massa molar de uma substância é a massa de uma mole dessa substância. Ela corresponde ao quociente entre a massa de qualquer amostra de substância e a quantidade de substância. Representa-se simbolicamente por M e é expressa em g/mol.

$$\text{Massa molar} = \frac{\text{massa da substância}}{\text{quantidade de moles da substância}}$$

Teremos simbolicamente:

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

Onde:

M = massa molar;

m = massa da substância;

n = quantidade de moles da substância.

Exemplo:

Determina a massa molar do ácido sulfúrico sabendo que, consultando os valores tabelados, se obtêm para as massas atômicas relativas os seguintes valores, respectivamente: $H = 1$, $S = 32$ e $O = 16$.

Resolução:

Pode usar a fórmula $M = \frac{m}{n}$.

$$1 \text{ mol de } H_2SO_4 = 98 \text{ g}$$

$$\text{Então, } M = \frac{98 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

$$M = 98 \text{ g/mol}$$

Resposta:

A massa molar do ácido sulfúrico é igual a 98 g/mol.

A massa molar de uma substância é numericamente igual à massa molecular, mas difere nas unidades: a massa molar é dada em g/mol e a massa molecular é dada em unidades de massa atômica (u.m.a.). Vê o exemplo que segue:

Substância	Massa molecular	Molécula-grama	Massa molar
Água (H_2O)	18 u.m.a.	18 g	18 g/mol
Dióxido de carbono (CO_2)	44 u.m.a.	44 g	44 g/mol
Ácido sulfúrico (H_2SO_4)	98 u.m.a.	98 g	98 g/mol
Oxigênio (O_2)	32 u.m.a.	32 g	32 g/mol

Actividades

1. Pesou-se uma peça artística de estanho e obteve-se 125,4g. Quantos átomos tem esta amostra de estanho?
2. Completa as frases que se seguem:
 - a) O nome que se dá ao volume ocupado por uma mole de qualquer gás é
 - b) A massa de uma substância expressa em gramas por mole recebe o nome de
 - c) O nome do cientista dado ao número $6,02 \times 10^{23}$ como homenagem é:
3. Qual é o volume ocupado por 84 g de gás nitrogénio (N_2) em C.N.T.P.?
4. Dada a equação da reacção química:

$$CaCO_{3(g)} + 2HCl_{(l)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$
 - 4.1. Calcula a massa de água que se forma a partir de 50g de carbonato de cálcio.
 - 4.2. Determina o volume de dióxido de carbono (CO_2) nas C.N.T.P. que se forma a partir de 50g de carbonato de cálcio.



Vamos experimentar...

Nestas experiências, vais aprender:

- A distinguir um fenómeno físico de um fenómeno químico;
- A identificar as manifestações de uma reacção química;
- A determinar a variação do volume e pressão do ar.



Experiência 1

Fenómeno físico – Dissolução e evaporação

Material: sal de cozinha, água da torneira, um copo de vidro ou de Becker e uma vareta.

Como fazer:

- Deita água no copo de vidro ou de Becker até metade do volume do copo;
- Adiciona uma colherinha cheia de sal de cozinha e, com a ajuda de uma vareta, agita até o sal se dissolver completamente;
- Coloca a solução preparada numa lata ou no copo de Becker e leva para aquecimento;
- Aquece a solução até toda a água evaporar;
- Anota as observações;
- Tira conclusões.

Experiência 2

Fenómeno químico – Combustão de uma vela e de papel

Material: uma vela, um pedaço de papel usado, dois palitos de fósforo e a respectiva caixa (lixa) e uma tampa metálica.

Como fazer:

- Enrola o pedaço de papel e coloca-o na tampa metálica;
- Com cuidado, acende o pedaço de papel com um palito de fósforo (atenção: o fogo queima);
- Coloca a vela na tampa metálica;
- Acende-a com um palito de fósforo;
- Anota as observações;
- Tira conclusões.

Experiência 3**Variação do volume e da pressão do ar numa seringa****Material:** uma seringa sem agulha.**Como fazer:**

- Pega na seringa e tapa-a com o dedo indicador a abertura do fundo da mesma, como mostra a figura seguinte:



- Com a outra mão, empurra o êmbolo até metade da capacidade da seringa e verifica a variação do volume e da pressão do ar durante a compressão;
- Depois de comprimir o êmbolo da seringa, retira o dedo rapidamente e verifica como varia o volume e a pressão do ar durante a descompressão;
- Anota as observações;
- Tira conclusões.



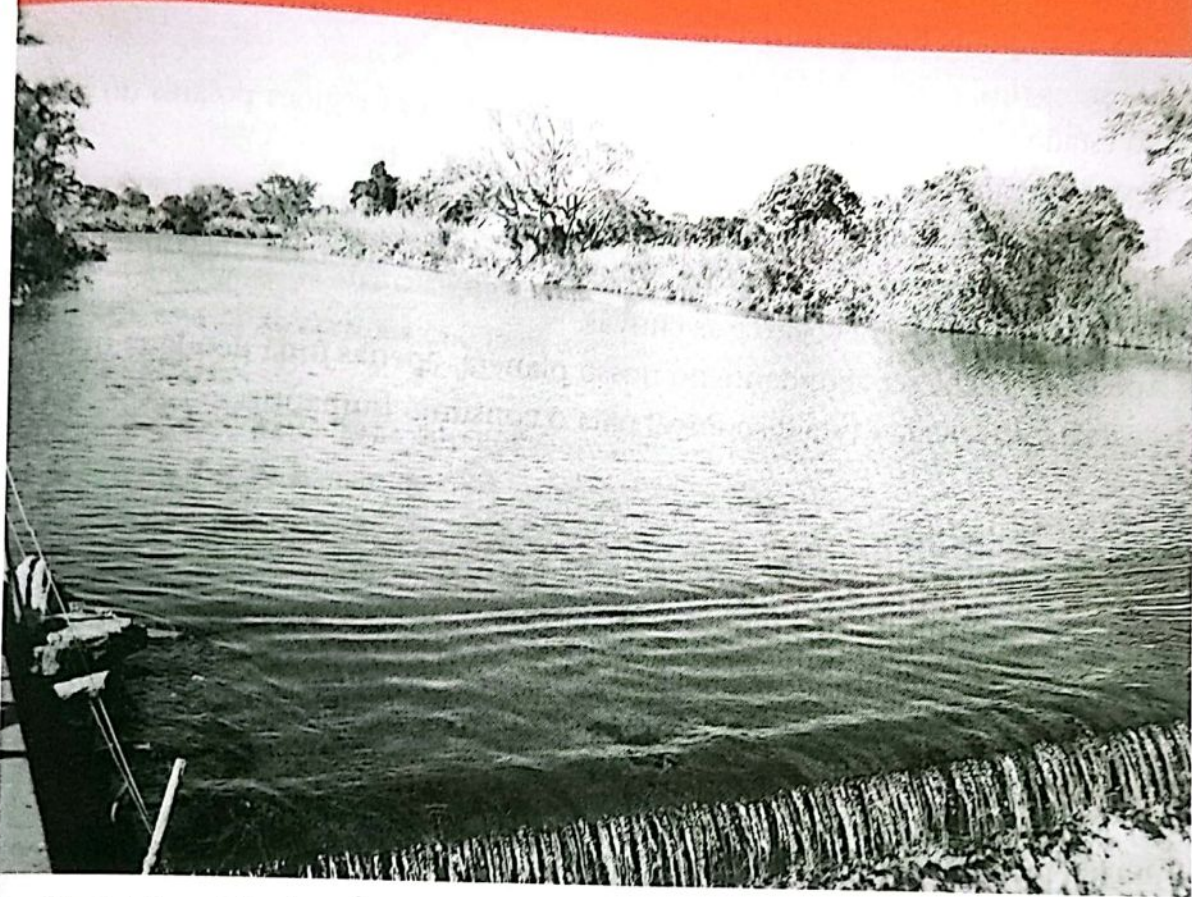
Vamos reflectir...

- Haverá alguma diferença entre o processo da queima de papel e da vela? Qual?
- Quais são as manifestações que observas no processo da queima de materiais?
- Qual é a diferença entre um fenómeno físico e um químico?
- Como se explica a variação do volume e da pressão do ar que observou durante o processo de compressão e descompressão do êmbolo da seringa?

Vamos relembrar...

- Toda a matéria é constituída por átomos.
- Átomo é a partícula mais pequena e fundamental da matéria, sendo constituído por protões, neutrões e electrões.
- Os protões são partículas que apresentam carga eléctrica positiva (+).
- Os electrões são partículas que apresentam carga eléctrica negativa (-).
- Os neutrões são partículas que não apresentam carga eléctrica.
- Elemento químico é o conjunto de átomos com o mesmo número atómico.
- Na representação simbólica dos elementos químicos, usa-se a inicial maiúscula ou a inicial maiúscula seguida de uma letra minúscula, em geral do nome latino do elemento.
- Molécula é um conjunto de átomos em proporções bem definidas.
- A massa molecular de uma substância é determinada pela soma das massas atómicas dos elementos constituintes. Os valores das massas atómicas são tabelados.
- Fenómeno físico é aquele que ocorre sem alteração das propriedades iniciais das substâncias.
- Fenómeno químico é aquele que ocorre com alteração das propriedades iniciais das substâncias.
- As reacções químicas são representadas graficamente por equações químicas.
- Uma equação química é constituída por reagentes, que ficam no 1.º membro, e produtos, que ficam no 2.º membro.
- Os tipos de reacções químicas que aprendeste são: reacção de combinação ou de síntese, de decomposição, exotérmica, endotérmica e redox.

Água



..... Fig. 1 A água é fundamental para a vida.

No final desta unidade, deverás saber:

- As propriedades físicas e a importância da água como solvente
- A composição química da água
- As formas de tratamento e conservação da água
- Os componentes de uma solução
- As propriedades e aplicações do hidrogénio e do oxigénio
- As formas de combate e prevenção dos incêndios
- A importância das reacções redox na tecnologia
- A composição, a classificação e a nomenclatura dos óxidos
- Realizar cálculos estequiométricos



4.1. Existência da água na Natureza

A água é um recurso natural indispensável para a manutenção da vida no planeta e para o desenvolvimento da sociedade.

A água encontra-se espalhada pela superfície terrestre nos três estados físicos: sólido, líquido e gasoso.

A água no estado líquido forma reservatórios superficiais e subterrâneos: os mares, os lagos, os rios, os poços, etc.

No estado sólido, a água encontra-se, por exemplo, nas regiões polares do globo terrestre, nos glaciares, sob a forma de neve ou granizo, etc.

Todas as águas superficiais estão sujeitas a evaporação permanente. Os vapores de água, por serem mais leves que o ar, sobem para a atmosfera. Da sua condensação resultam as nuvens, o nevoeiro e as chuvas.

Apesar de a água ser abundante no nosso planeta, apenas uma pequena quantidade dela é adequada e está disponível para o consumo humano.

4.2. Propriedades físicas e importância da água

4.2.1. Propriedades físicas da água

A água pura é um líquido incolor, inodora, insípida, congela a 0 °C e entra em ebulição a 100 °C.

A água dissolve um grande número de sólidos, líquidos e gases. O poder dissolvente da água para cada substância avalla-se pelo coeficiente de solubilidade.

4.2.2. Importância da água para a sociedade

A água tem uma grande importância na vida das plantas, dos animais e do Homem. A água é o meio em que decorrem os processos químicos que mantêm a vitalidade de qualquer organismo.

A água doce é consumida na agricultura, em todos os ramos da indústria e na construção, entre outras.

Actualmente, as necessidades industriais e da vida em todo globo terrestre aumentaram devido ao crescimento rápido da população e ao aumento da produção industrial e agrícola. Nos países desenvolvidos, o consumo de água na indústria chega a ser superior a 80% do total da água consumida.



Fig. 2 Diferentes métodos de irrigação de plantações agrícolas.

Actividades

1. Cita exemplos de animais que vivem em água doce e em água salgada.
2. Menciona as actividades que mais consomem água na sua casa, escola, bairro ou comunidade.
3. Na sua opinião, existirá diferença no consumo diário de água entre os habitantes de uma zona urbana e de uma zona rural? Justifica.
4. Comenta as seguintes afirmações: "Não vivemos sem água" ou "Sem água não há vida".
5. Debate com um colega a seguinte questão: que efeitos pode trazer para o organismo o consumo da água em quantidades insuficientes?

4.3. Qualidade da água

A água é indispensável à vida. Ela garante a sobrevivência dos seres vivos.

A água que bebemos deve ser potável, isto é, livre de impurezas e microrganismos prejudiciais à saúde.

Água potável é aquela que é própria para beber; deve ser incolor, inodora, fresca, de sabor agradável, deve cozer bem os alimentos e fazer bastante espuma com sabão.

A água que não é própria para o consumo humano e industrial chama-se salobra. Essa água geralmente apresenta cor, cheiro desagradável, tem muitas substâncias dissolvidas e contém bactérias ou microrganismos causadores de doenças.

No meio urbano (cidades) é frequente o consumo de água mineral engarrafada.

O que é água mineral?

As águas minerais são ricas em minerais e bacteriologicamente puras. Elas contêm pequenas quantidades de sais minerais que fazem bem ao organismo. Mesmo a água potável contém esses sais minerais em pequenas quantidades. Por exemplo, cloretos e fosfatos. Contudo, algumas águas são fortemente mineralizadas, conforme se pode ler nos rótulos das garrafas.

Para o consumo, é aconselhável uma água pouco mineralizada, que não contenha uma quantidade de produtos dissolvidos superior aos padrões estabelecidos pela Organização Mundial de Saúde (OMS).

As águas minerais podem ser frias ou termais.

As águas frias são aquelas que brotam das nascentes a temperaturas inferiores a 25 °C. As águas termais são aquelas que brotam das nascentes a temperaturas superiores a 25 °C. Essa temperatura, em certos casos, é muito elevada, chegando até aos 98 °C.

A denominação “águas termais” tem que ver com a temperatura de emergência, superior a 25 °C.

Toda a água mineral é natural?

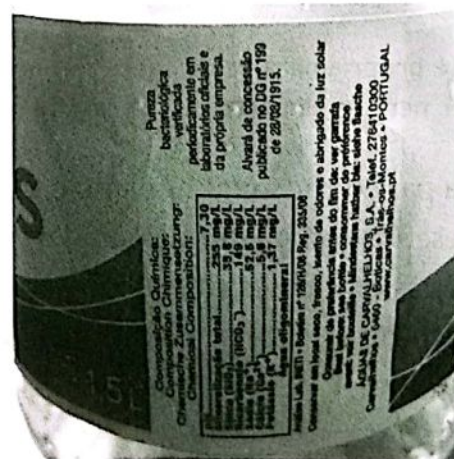
A água dissolve diversas substâncias durante a sua passagem por diferentes regiões e profundidades do solo. Por isso, a água mineral é uma solução que contém muitas substâncias químicas dissolvidas.

A composição da água mineral depende do tipo de solo e de subsolo da região onde for extraída.

Existem várias marcas de água mineral no mercado mas nem todas são águas minerais naturais.

A legislação permite que as águas purificadas (tratadas) às quais se adicionaram sais sejam vendidas como águas mineralizadas.

A leitura dos rótulos das garrafas pode ajudar na escolha de uma água que possua características que tornem o sabor agradável ao paladar.



Actividades

1. Qual é o significado das seguintes expressões: "bacteriologicamente puro" e "quimicamente puro"?
2. A água que consumes na tua casa, escola, bairro ou comunidade é de boa qualidade? Justifica.
3. Assinala com "V" as afirmações verdadeiras e com "F" as falsas.
 - a) A água potável é aquela que é própria para o consumo humano, industrial e agrícola.
 - b) A água mineral é aquela que não é própria para beber, pois contém muitos sais minerais dissolvidos.
 - c) A diferença entre as águas frias e termais reside na temperatura com que brotam das nascentes.
 - d) Toda a água mineral é natural.

4.4. Fontes e formas de abastecimento de água para o consumo

A água existente na terra nunca é quimicamente pura, pois tem sempre algumas substâncias dissolvidas. Até mesmo a água da chuva, considerada quase pura, tem gases e vestígios de substâncias sólidas dissolvidas.

A água que é consumida nas nossas casas, escolas, bairros ou comunidades provém de várias fontes. Por exemplo, a água da torneira, para chegar até aí, passa por muitos caminhos.

A água é captada em grandes quantidades num rio (água doce). Depois é bombeada e transportada, através de tubos, até às estações de tratamento.

No entanto, existem pessoas que usam água tirada directamente do rio, de poços ou furos, etc.

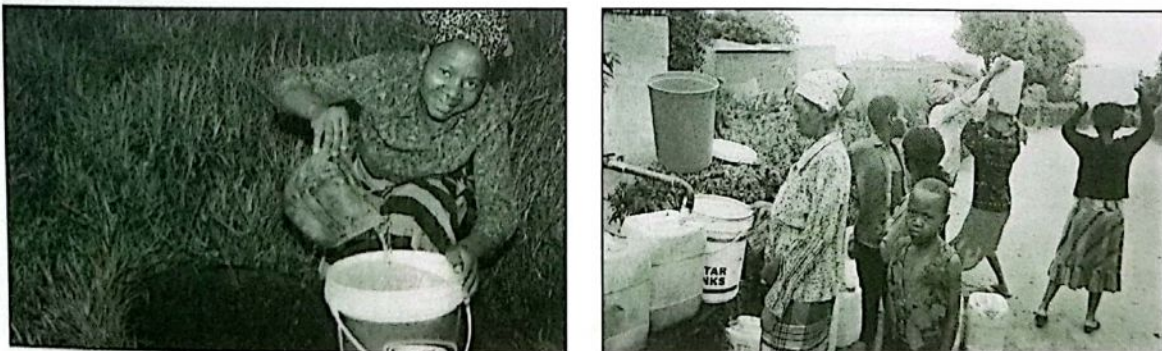


Fig. 4 Fontes de abastecimento de água.

É importante saber que a água que bebemos deve ser sempre tratada, pois existem muitas substâncias químicas e microrganismos que a poluem, isto é, que a tornam imprópria para o consumo.

A água captada nas várias fontes deve ser conservada em recipientes limpos, que devem estar sempre tapados.

As fontes de águas minerais estão localizadas em lençóis de águas profundas no subsolo e fornecem água de boa qualidade.

4.5. Tratamento e conservação da água

A água que bebemos deve ser potável. Quando não temos certeza se uma água é ou não potável, devemos fervê-la antes de a beber, para matar os microrganismos que podem provocar doenças.

A água que sai da torneira é tratada nas estações de tratamento. Depois de ser captada no rio, é filtrada em tanques de camadas de areia e recebe também o tratamento químico.

Tratar quimicamente a água significa adicionar-lhe produtos químicos para a sua purificação, como cloro, entre outros.

Os produtos químicos utilizados servem para purificar a água, eliminando bactérias e microrganismos prejudiciais aos seres humanos. Algumas vezes, adiciona-se também uma substância chamada flúor, que serve para fortalecer mais os nossos dentes e ajuda a prevenir a cárie dentária.

Depois de tratada, a água é distribuída para as casas.

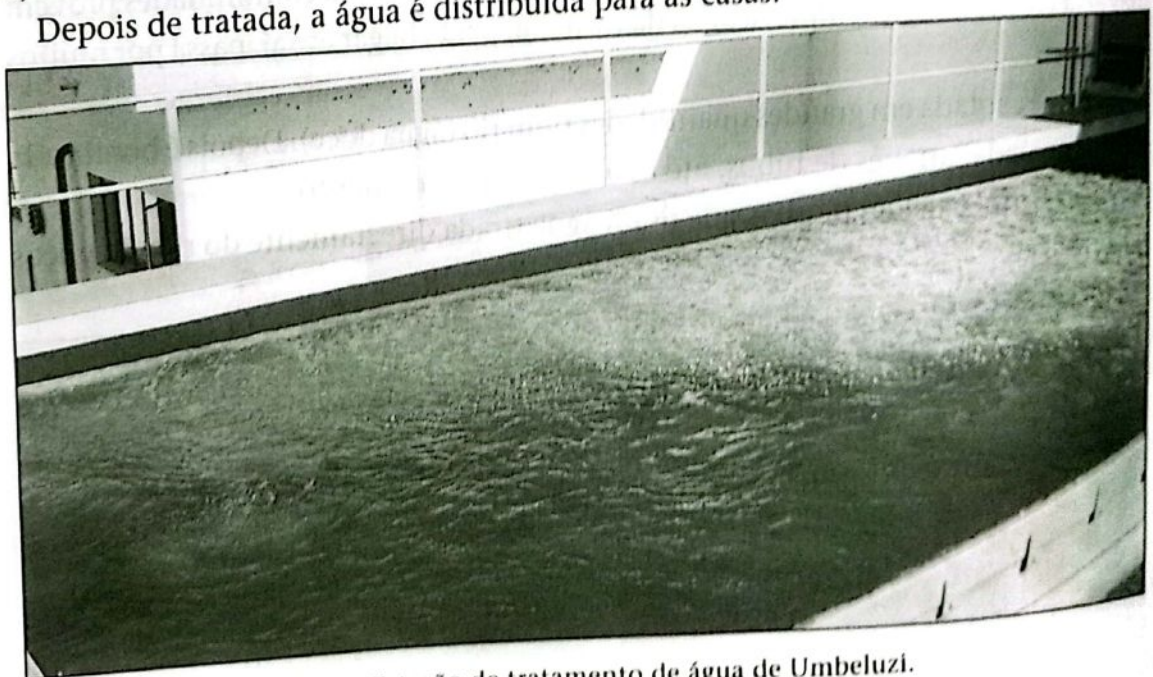


Fig. 5 Estação de tratamento de água de Umbeluzi.

A água que sai nas nossas torneiras é conservada em tanques grandes que são lavados periodicamente.

A água que é consumida directamente do poço, da cisterna e de certas fontes deve ser tratada e guardada em recipientes limpos e bem tapados para evitar que poeiras e outras partículas estranhas a contaminem.



Fig. 6 Depósitos para conservação de água.

Actividades

1. Qual é a fonte de abastecimento da água que consumes na tua casa, escola, bairro ou comunidade?
2. Faz um desenho ilustrando a fonte de abastecimento da água que consumes.
3. Quais são as formas de tratamento de água mais usadas na tua casa?
4. Elabora uma proposta de um pequeno projecto sobre as formas de melhoramento do sistema de abastecimento e tratamento de água no teu bairro ou comunidade.

4.5.1. Agentes poluentes da água

Muitos problemas relacionados com recursos hídricos têm surgido por má gestão destes recursos. Muitos materiais são lançados aos rios, lagos, mares, etc. Por exemplo, a maioria das grandes cidades situa-se nas margens de alguns rios e nas zonas costeiras (perto do mar).

No entanto, com o tempo a população aumenta e o desenvolvimento da indústria gera uma necessidade cada vez maior de utilização de água.

A urbanização interfere nos sistemas de infiltração e escoamento das águas das chuvas e contribui também para a poluição das águas, pois os resíduos (sólidos e líquidos) provenientes de esgotos domésticos e industriais são despejados nos rios, lagos, mares, etc. A produção agrícola e agro-pecuária também utiliza grandes quantidades de água.

O problema reside no facto das águas utilizadas nos vários sectores serem devolvidas ao ambiente sem o tratamento adequado e até, algumas vezes, não tratadas.



Fig. 7 Poluição da água.

De entre muitos poluentes, temos resíduos de produtos de limpeza lançados pelos esgotos das cidades, os metais pesados, como o chumbo e o mercúrio, que chegam aos rios como resíduos industriais e de estações de serviços de automóveis sem serem tratados, entre outros.

Outras fontes de poluentes são os acidentes que causam derramamento de petróleo bruto e seus derivados, como a gasolina, o diesel, etc.

Os poluentes, além de provocarem a morte de peixes e de outras espécies aquáticas, são também responsáveis pelo mau cheiro das águas. Os poluentes também podem libertar gases para a atmosfera e causar problemas respiratórios graves.

A poluição da água agrava-se pelo facto de a água ter um grande poder de dissolução de diferentes substâncias.

4.5.2. Doenças causadas pela água contaminada

As doenças mais frequentes são: cólera, diarreias, bilharziose, malária, entre outras.

Certamente que nas aulas de Biologia já ouviu falar destas doenças. É muito importante saber que as doenças podem ser prevenidas se forem tomadas as medidas básicas de higiene pessoal e colectiva.

Agora vamos falar da cólera, por ser uma das doenças que tem causado muitas mortes no nosso país.

A cólera é uma doença causada por um micróbio chamado vibrião colérico.

Como se manifesta a cólera?

A cólera provoca diarreia frequente acompanhada de dores de estômago e vômitos.

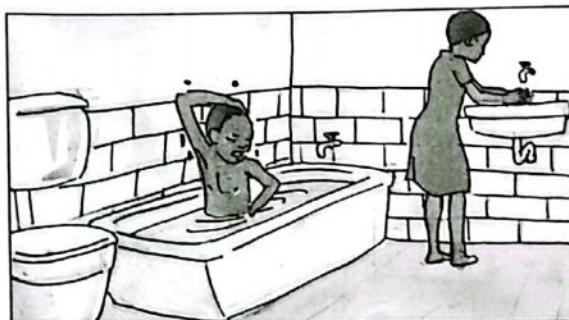
Como se apanha a cólera?

- Bebendo água não tratada (contaminada);
- Comendo alimentos não lavados e contaminados pela água ou pelas mãos sujas de um doente de cólera;
- Mantendo contacto com moscas que podem transportar os vibriões coléricos apanhados nas fezes de pessoas doentes;
- Não cumprindo as regras de higiene pessoal e colectiva.

Como se evita a cólera?

Podemos evitar a cólera se cumprirmos algumas regras básicas de higiene, como:

- Lavar as mãos antes de comer qualquer alimento;
- Lavar as mãos depois de usar a latrina ou a casa de banho;
- Lavar bem os alimentos antes de os preparar, principalmente os legumes;
- Lavar bem as mãos depois de pegar no lixo;
- Beber água tratada e limpa;
- Não tomar banho nem lavar a roupa nas águas dos charcos, vales de drenagem ou esgotos;
- Tomar banho todos os dias com água e sabão.



Actividades

1. O consumo de água contaminada é perigoso para a nossa saúde porque podemos apanhar muitas doenças.
 - 1.1. Quais são as doenças causadas pelo consumo de água contaminada?
 - 1.2. Explica como se manifestam as seguintes doenças: cólera e malária.
 - 1.3. Quais são as medidas que devemos tomar para prevenir a cólera e a malária? Enumera apenas três para cada doença.
2. Em conjunto com os teus colegas discute as seguintes questões:
 - 2.1. Quais são as doenças mais frequentes no teu bairro ou comunidade? Discute as medidas de prevenção.
 - 2.2. Quais são os agentes poluentes da água no teu bairro ou comunidade? Discute as formas de minimizar ou evitar essa poluição.

4.6. Ciclo da água e sua importância

A água apresenta-se na Natureza em três estados físicos: sólido (gelo), líquido (água doce e salgada) e gasoso (vapor de água).

O movimento da água na Natureza pode ser entendido através do seu ciclo. O Sol aquece a superfície da Terra, mares, rios, lagos, etc. Assim, pela ação do calor ocorre a evaporação da água em grandes quantidades, formando nuvens que precipitam as chuvas, que enchem de água as nascentes, o solo e o subsolo. A água escorre para todos os lados e acaba por ir para regiões mais profundas do solo e também para o mar. Enquanto isso, o Sol continua a aquecer a superfície da Terra. Este processo é contínuo e permite que a água volte de novo à superfície terrestre.

Observa o esquema do ciclo da água:

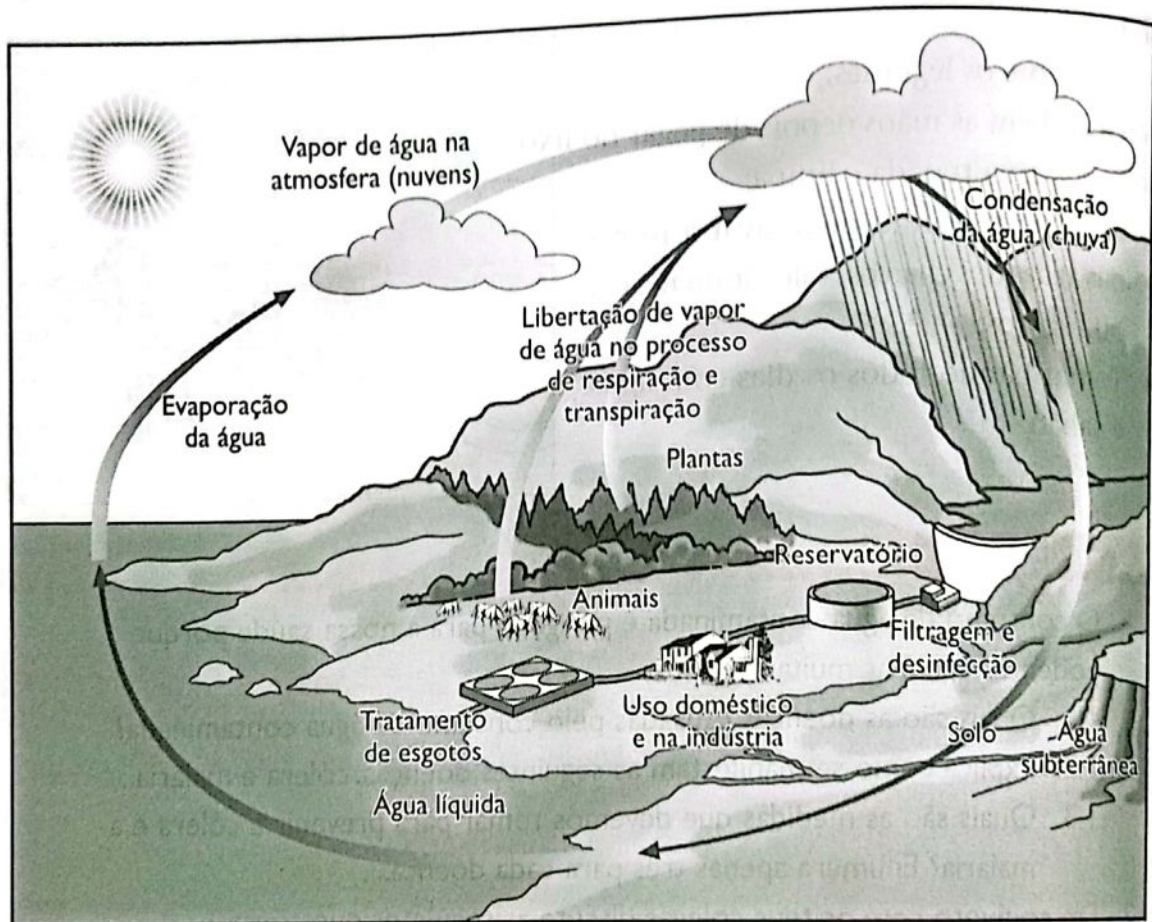


Fig. 8 O ciclo da água.

4.7. Água como solvente

A água é conhecida como um solvente universal por ser capaz de dissolver uma grande diversidade de substâncias ou materiais. Ela é o solvente mais abundante do nosso planeta.

Os mares e os oceanos são bons exemplos do grande poder de dissolução da água, pois neles encontramos uma grande diversidade de substâncias dissolvidas, tais como cloreto de sódio (sal de cozinha), cloreto de potássio, sulfato de magnésio, entre outras.

4.7.1. Solubilidade das substâncias

Observando a figura, é possível perceber que a solubilidade dos materiais é uma característica que depende também do solvente.

Algum dia já tentaste preparar um sumo de limão ou de laranja ou mesmo um chá e, em certo momento, o açúcar ficou depositado no fundo do copo embora continuasse a agitar?

Isso acontece porque a solubilidade de um soluto num líquido depende da interação entre os constituintes dos materiais.

Solubilidade é a capacidade que uma substância tem de se dissolver noutra a uma determinada temperatura.

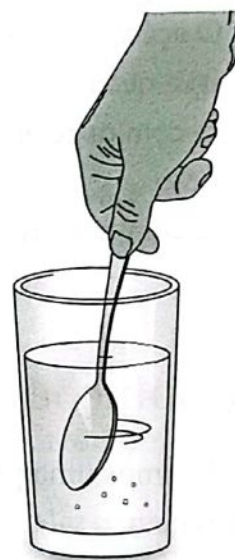


Fig. 9 Dissolução do açúcar em água.

A água é o solvente mais abundante, mas existem outros solventes, como a acetona, que dissolve o verniz, e o solvente de tintas, entre outros.

A solubilidade das substâncias num mesmo solvente varia com a **temperatura**. Por exemplo, quando preparamos o sumo de limão, o açúcar não se dissolve com facilidade na água fria. Mas quando vamos preparar chá ou café, o açúcar dissolve-se melhor e mais depressa se a água estiver quente.

As substâncias que se dissolvem em água são denominadas **substâncias solúveis**. Por exemplo, sal de cozinha, açúcar, álcool e café, entre outras.

As substâncias que não se dissolvem em água denominam-se **substâncias insolúveis**. Por exemplo, óleo, areia, giz e azeite, entre outras.

Actividades

1. Indica pelo menos três problemas causados pela falta da água da chuva.
2. Quando há secas prolongadas, às vezes falta a energia eléctrica. Explica este fenómeno ou porque isso ocorre.
3. Faz uma representação esquemática do ciclo da água e diz qual é a sua importância.
4. Assinala com "X" as afirmações certas.
 - a) A água é conhecida como um solvente universal porque dissolve todas as substâncias.
 - b) As substâncias solúveis são aquelas que se dissolvem em água.
 - c) O giz, o óleo, o vidro e o plástico são exemplos de substâncias solúveis em água.
 - d) O açúcar é uma substância que se dissolve melhor e mais depressa em água quente.
5. Debate com os teus colegas as consequências das cheias e as formas de prevenção.
6. Debate com os teus colegas as formas de economizar água.

4.7.2. Soluções

Se dissolvermos uma pequena quantidade de sal de cozinha ou açúcar em água e agitarmos bem, o sal ou o açúcar vai dissolver-se completamente, formando uma **mistura homogénea** a que se dá o nome de **solução**.

Solução é uma mistura homogénea constituída por um solvente e um soluto.

Soluto é a substância que se dissolve.

Solvente é a substância que é capaz de dissolver o soluto.

Neste caso, a água é o solvente e o sal ou o açúcar o soluto.

A solução em que o solvente é a água é designada por solução aquosa.

4.7.2.1. Classificação das soluções

Existem várias formas de classificação das soluções. Nesta lição vamos dividi-las em dois grupos:

- De acordo com o estado da matéria;
- De acordo com as quantidades proporcionais de soluto e solvente.

4.7.2.1.1. De acordo com o estado físico da matéria

De acordo com o estado físico da matéria, as soluções classificam-se em: **líquidas, sólidas e gasosas.**

Nas soluções líquidas, o solvente é um líquido e o soluto pode ser líquido, sólido ou gasoso. Por exemplo, na água do mar, o solvente é água e o soluto são as diversas substâncias dissolvidas na água.

Nas soluções sólidas, o solvente é um sólido. Isso acontece quando dois metais se misturam no estado líquido, quando fundidos, e em seguida solidificam. Por exemplo, o cobre e o estanho formam uma liga metálica denominada bronze.

Um perfume que se espalha no ar constitui uma solução gasosa. O ar atmosférico é também uma solução gasosa.

4.7.2.1.2. De acordo com as quantidades proporcionais de soluto e solvente

De acordo com as quantidades proporcionais de soluto e solvente, as soluções classificam-se em: diluídas, concentradas, saturadas e supersaturadas.

Para entendermos esses conceitos, primeiramente precisamos de saber o que é **solubilidade.**

A **solubilidade** é definida como a quantidade máxima de soluto que é possível dissolver numa quantidade fixa de solvente, a uma determinada temperatura.

A **saturação** é uma propriedade das soluções que indica a capacidade das mesmas de suportar quantidades crescentes de solutos, mantendo-se homogêneas.

Uma solução é dita **insaturada** se ainda tem capacidade de dissolver soluto sem precipitar excessos.

Solução insaturada é aquela que ainda pode dissolver mais soluto. A quantidade de soluto usada dissolve-se completamente.

Solução saturada é aquela em que o soluto chegou à quantidade máxima, ou seja, quando o solvente já dissolveu toda a quantidade possível de soluto; qualquer adição de soluto vai ser precipitada, não vai ser dissolvida.

Porém, em alguns casos especiais é possível manter uma solução com quantidade de soluto acima daquela que pode ser dissolvida em condições normais. Nesse caso, fala-se em solução **supersaturada**, que é instável: com alterações físicas mínimas a quantidade extra de soluto pode ser precipitada.

Solução supersaturada é aquela que apresenta maior quantidade de soluto do que de solvente. Qualquer vibração faz precipitar a quantidade em excesso.

É muito comum no nosso dia-a-dia lidarmos com muitas soluções concentradas, como, por exemplo, os sumos concentrados ou até mesmo detergentes líquidos concentrados, os quais devem ser diluídos antes de serem usados.

O processo de diluição consiste no acréscimo de solvente à solução.

Ao fazermos isso, a quantidade do soluto permanece constante, mas a concentração da solução altera-se. Esta solução é denominada solução diluída.

Solução diluída é aquela que apresenta menor quantidade do soluto para uma dada quantidade de solvente em relação à solução concentrada.



Fig. 10 Solução concentrada e solução diluída.

4.7.2.2. Concentração das soluções

É frequente os pacotes e as garrafas de sumos concentrados ou mesmo produtos de limpeza conterem orientações sobre a quantidade de água que deve ser acrescentada para prepará-los de forma a usá-los com racionalidade e com concentrações estabelecidas como ideais para serem consumidos. Este procedimento mostra que podemos alterar a concentração das soluções por variação da quantidade do solvente.

Podemos então definir a **concentração** de uma solução como sendo a quantidade de soluto contida numa determinada quantidade de solvente.

Se prepararmos três soluções de sulfato de cobre contendo a primeira 2 g, a segunda 3 g e a terceira 5 g de sulfato de cobre, adicionando água até perfazer um litro de solução, notaremos que a terceira solução terá uma coloração mais carregada do que a segunda e a primeira. Isto acontece porque as soluções diferem na sua concentração, sendo a primeira solução a menos e a última a mais concentrada.

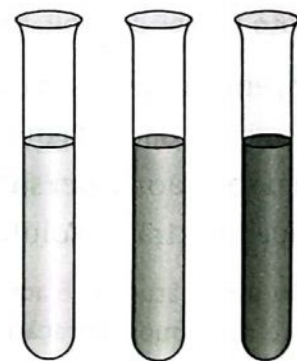


Fig. 11 Concentração de uma solução.

Para os químicos fazerem os seus cálculos necessitam de saber com precisão a quantidade de cada substância presente nas soluções.

Assim, a concentração refere-se às relações entre a quantidade de uma substância (soluto) e o volume total da solução.

$$\text{Concentração} = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume de solução}}$$

A concentração de uma solução pode ser medida em gramas por litro (g/ℓ) ou gramas por decímetros cúbicos (g/dm³), porque um litro é igual a um decímetro cúbico (1 ℓ = 1 dm³). Por exemplo, a concentração da solução em que se dissolveram 2g de sulfato de cobre em água de modo a perfazer um litro pode ser representada simbolicamente do seguinte modo: 2 g/ℓ ou 2 g/dm³. A quantidade do soluto pode ser expressa em diferentes unidades.

Assim, teremos diferentes tipos de concentração: concentração comum ou molar, concentração em massa, concentração em percentagem, etc.

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL Valores Aproximados	Por 40g de FIBRE1 +125ml de leite meio-gordo	Por 100g de FIBRE1
Valor energético	166 kcal 702 kJ	264 kcal 1120 kJ
Proteínas	8,5 g	10,4 g
Hidratos de Carbono dos quais açúcares	25,9 g 11,4 g	49,3 g 13,3 g
Lípidos dos quais saturados	3,2 g 1,4 g	2,8 g 0,5 g
Fibras alimentares	12,0 g	32 g
Sódio	0,2 g	0,3 g

Vitaminas e Minerais		%DDR**		%DDR**
Vitamina C	17,5 mg	25%	41,0 mg	65%
Tiamina (B1)	0,4 mg	25%	1,0 mg	65%
Riboflavina (B2)	0,6 mg	35%	1,1 mg	65%
Niacina	4,7 mg	25%	11,8 mg	65%
Vitamina B6	0,5 mg	25%	1,3 mg	65%
Ácido fólico	51,0 µg	25%	130,0 µg	65%
Vitamina B12	0,75 µg	75%	0,65 µg	65%
Ácido pantoténico	1,9 mg	30%	3,9 mg	65%
Cálcio	285,0 mg	35%	350,0 mg	40%
Ferro	3,6 mg	25%	9,1 mg	65%

Fig. 12

4.7.2.2.1. Concentração molar

Muitas vezes, podemos ter informação sobre a massa do soluto para que, por meio dela, seja calculada a concentração molar.

A concentração molar é representada simbolicamente por C_M e é expressa em mol/ℓ ou mol/dm³. Ela é a relação entre o número de moles do soluto e o volume da solução:

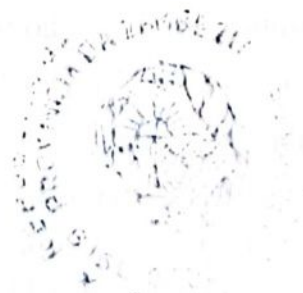
$$C_M = \frac{n}{V}$$

Onde:

C_M = concentração molar;

n = número de moles do soluto;

V = volume da solução (ℓ ou dm³).



Exemplo:

Qual é a concentração molar de uma solução que foi preparada dissolvendo-se 20 g de hidróxido de sódio (NaOH) em 2 l de água?

Resolução:

Sabe-se que $C_M = \frac{n}{V}$ e $n = \frac{m}{M}$

1. Calcular a massa molar de hidróxido de sódio para em seguida calcular o número de moles do soluto.

Consultando a tabela de massa atômica em u.m.a.:

H = 1; O = 16; Na = 23

$$M_1(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 \text{ (u.m.a.)} \\ = 40 \text{ u.m.a., que correspondem a } 40 \text{ g/mol}$$

Então:

$$n = \frac{20 \text{ g}}{40 \text{ g}} \\ = 0,5 \text{ mol}$$

2. Calcular a concentração molar:

$$C_M = \frac{0,5 \text{ mol}}{2 \text{ l}} \\ = 0,25 \text{ mol/l}$$

Resposta:

A concentração molar da solução preparada a partir de 20 g de NaOH em 2 l é de 0,25 mol/l.

4.7.2.2.2. Concentração percentual

É comum encontrarmos a concentração expressa em percentagem em embalagens de produtos de limpeza, alimentares, cosméticos, medicamentos, entre outros. Essa concentração indica a massa em gramas de determinadas substâncias existentes em 100 g do produto. Por serem 100 g é denominada percentagem.

Neste caso, é denominada fração percentual, representada simbolicamente por (P%) ou (C%). A concentração percentual exprime a concentração em massa do soluto por massa da solução. Por exemplo, quando se diz que o vinagre contém 4% de acidez, significa que a solução possui 4 g de ácido acético em 100 g da solução de vinagre.

$$C\% = \frac{m_1}{m} \times 100\%$$

Onde :

m_1 = massa do soluto;

m = massa da solução (soluto e solvente);

C% = concentração percentual.

Exemplo:

Pesou-se 100 g de cloreto de sódio (NaCl) para se preparar 500 ml de solução correspondente a 500 g. Qual é a concentração percentual da solução preparada?

Resolução:

Sabendo que:

$$C\% = \frac{m_1}{m} \times 100\% \text{ e } m_1 = 100 \text{ g e } m = 500 \text{ g}$$

Logo:

$$\begin{aligned} C\% &= \frac{100 \text{ g}}{500 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 0,2 \times 100\% \\ &= 20\% \end{aligned}$$

Resposta:

A concentração percentual da solução de cloreto de sódio é de 20%.

Actividades

1. Assinala com "X" apenas a afirmação certa.
 - 1.1. Quando se deita uma pequena porção de sal da cozinha em água, o que obtemos é:
 - a) Um soluto de sal em água.
 - b) Uma solução de sal em água.
 - c) Uma solução de água em sal.
 - d) Uma substância com sal.
 - 1.2. Numa solução aquosa é possível observar:
 - a) Uma só fase líquida.
 - b) Duas fases: uma sólida e outra líquida.
 - c) Mais de duas fases.
 - d) Duas fases, em que uma delas é líquida.
2. Como se classificam as soluções quanto ao estado físico?
3. Diz qual é a solução que tem maior quantidade de soluto: 1 ℓ de solução em que se dissolvem 8 g de açúcar ou 100 ml de solução em que se dissolvem 8 g de açúcar? Justifica a tua escolha.
4. Explica os procedimentos para aumentar ou diminuir a concentração de uma solução.
5. Calcula a massa (em gramas) do soluto necessário para se preparar solução de cloreto de potássio (KCl) de concentração igual a 0,2 mol/ℓ e consulta na tabela no final do livro os valores das massas atómicas de K e Cl.
6. Diz o que significa a seguinte afirmação: a concentração de uma solução aquosa de açúcar é de 4 g/ℓ.



4.8. Hidrogénio

4.8.1. História da descoberta do hidrogénio

O hidrogénio (*hydrogenium*, em latim) foi descoberto na primeira metade do século XVI por um cientista chamado Paracelso, médico de origem alemã.

Em 1776, Henry Cavendish, um cientista inglês, reconheceu e estudou as propriedades específicas do hidrogénio que o diferem dos outros gases.

Em 1783, Antoine Lavoisier foi o primeiro a obter o hidrogénio a partir da água e demonstrou que a água é composta por hidrogénio e oxigénio. O nome hidrogénio também se deve a Lavoisier e significa gerador de água (hidro = água, génio = gerador).



Fig 13 Paracelso.

4.8.2. Existência do hidrogénio na Natureza

O hidrogénio é o elemento mais abundante no universo, cerca de 93%. Ele constitui cerca de metade da massa do Sol e da maioria das estrelas. O hidrogénio deixa facilmente a atmosfera, difundindo-se pelo universo, devido à sua densidade, que é muito menor que a do ar (14 vezes menor), e à sua grande velocidade de propagação.

Assim sendo, o hidrogénio encontra-se na forma livre na Natureza em quantidades muito pequenas, desprendendo-se por vezes, juntamente com os outros gases, durante as explosões vulcânicas, bem como dos poços durante a exploração do petróleo bruto. Porém, o hidrogénio é muito abundante no estado combinado, na forma de compostos como água e compostos orgânicos. Também constitui parte integrante de todos os organismos vivos.

Na crosta terrestre, ele ocupa a terceira posição dos elementos mais abundantes.

4.8.3. Obtenção industrial e laboratorial do hidrogénio

4.8.3.1. Obtenção industrial

Na produção de uma substância para o uso industrial é importante ter em consideração os custos.

Para a produção industrial de hidrogénio, as fontes principais são a água e os hidrocarbonetos (compostos formados por carbono e hidrogénio).

A partir da água obtém-se o hidrogénio por electrólise. Este processo implica altos custos de energia eléctrica.

Electrólise é um processo que consiste em fazer passar a corrente eléctrica por uma solução.

A electrólise da água é feita aplicando-se uma corrente contínua a uma solução de hidróxido de sódio dissolvido em água. Ao passar a corrente eléctrica numa solução condutora de electricidade, ocorre uma decomposição de água em hidrogénio e oxigénio, que podem ser recolhidos separadamente.

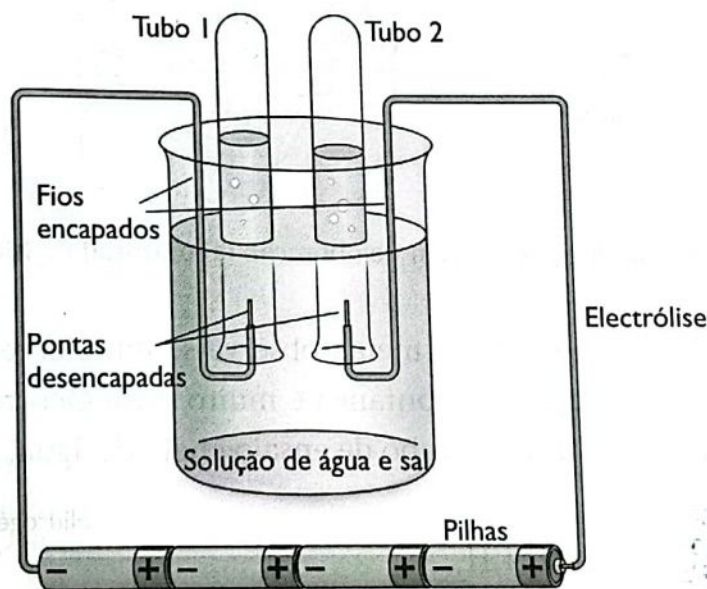
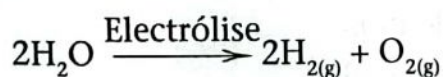


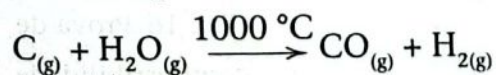
Fig. 14 Processo de electrólise.

A equação química é:



Deste processo obtém-se o hidrogénio mais puro, cerca de 99,9%.

O hidrogénio pode ser obtido a baixo custo, fazendo-se passar vapores de água sobre o carvão aquecido:



Deste processo não se obtém o hidrogénio puro. Nas refinarias de petróleo, o hidrogénio é um produto secundário, que se forma quando os hidrocarbonetos gasosos são passados sobre um catalisador aquecido, ocorrendo uma decomposição destes com a formação do hidrogénio. Este processo é denominado *cracking* de hidrocarbonetos.

Cracking é uma palavra inglesa que significa quebrar. Neste caso, são quebradas as moléculas dos hidrocarbonetos.

Exemplo:



4.8.3.2. Obtenção laboratorial

No laboratório, o hidrogénio é preparado a partir da reacção entre zinco (Zn) metálico e ácido clorídrico diluído (HCl).

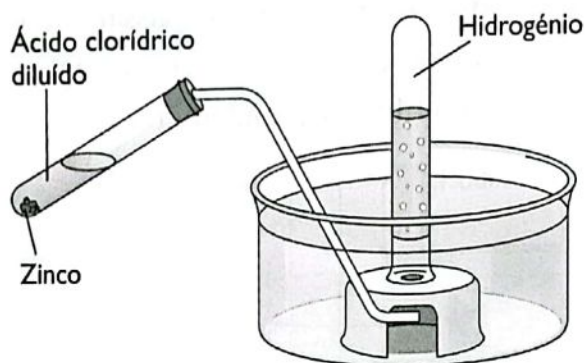
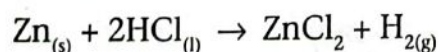


Fig. 15 Esquema de aparelhagem de obtenção laboratorial de hidrogénio.

Quando se goteja o ácido sobre o metal, observa-se um efervescer do ácido na superfície do metal. A reacção é espontânea e muito viva. Ocorre a libertação do gás hidrogénio, que é recolhido no tubo de ensaio cheio de água, sendo a equação química a seguinte:



O hidrogénio recolhido é identificado a partir da prova de combustibilidade. Esta prova consiste em aproximar o tubo de ensaio, com a abertura virada para baixo, de um palito de fósforo aceso ou de uma vela acesa. O hidrogénio arde com uma chama azul muito pálida. Deve colocar-se o tubo de ensaio contendo hidrogénio com a abertura virada para baixo para evitar que ele escape, porque é menos denso que o ar.

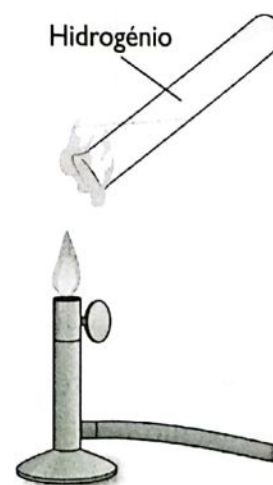


Fig. 16 Prova de combustibilidade.

Cuidados a ter com o ácido:

O ácido é corrosivo. Ao misturar ácido com água deve deitar lentamente o ácido sobre a água, agitando. Não faças o inverso. Observa a figura seguinte:



Fig. 17 Diluição do ácido.

O hidrogénio forma com o ar atmosférico uma mistura explosiva. É perigoso, por isso, aproximar qualquer chama do tubo colector de hidrogénio sem primeiro ter a atenção de verificar se todo o ar foi expulso do tubo. Para isso, recolhe-se hidropneumaticamente o gás, mantendo o tubo colector com a abertura virada para baixo. Como o hidrogénio é muito leve, ele expulsa a água do tubo de ensaio até que este se encontre totalmente cheio. Após a recolha do gás, faz-se a prova do gás fulminante. Se se ouvir um ruído agudo (uma pequena explosão), conclui-se que o tubo continha hidrogénio e ar. Mas se o gás inflamar tranquilamente, é sinal de que no tubo só havia hidrogénio.



Fig. 18 Prova do gás fulminante.



4.8.4. Propriedades físicas e aplicações do hidrogénio. Propriedades químicas

4.8.4.1. Propriedades físicas do hidrogénio

A temperatura ambiente, o hidrogénio é um gás incolor, inodoro, insípido, menos denso do que o ar e muito pouco solúvel em água. Apresenta o ponto de fusão a $-259\text{ }^{\circ}\text{C}$ e o ponto de ebulição a $-240\text{ }^{\circ}\text{C}$.

O hidrogénio é um combustível e arde com uma temperatura que atinge $2800\text{ }^{\circ}\text{C}$.

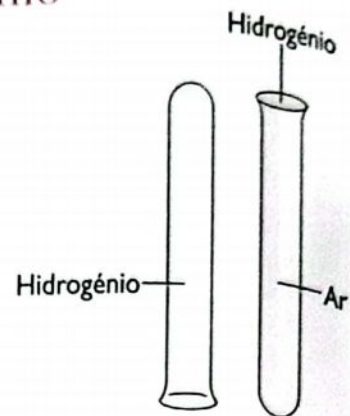


Fig. 19

4.8.4.2. Aplicações do hidrogénio

O hidrogénio é usado como combustível nos motores de aviões e automóveis.

Por arder a altas temperaturas, é usado no maçarico oxidrico (na soldadura e no corte de metais). Observa a figura ao lado.

Devido à sua fraca densidade, o hidrogénio é usado no enchimento dos aeróstatos. É também usado na indústria metalúrgica na produção de metais a partir dos seus óxidos, na produção de amoníaco e na produção de margarina.

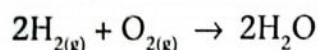


Fig. 20 Maçarico oxidrico.

4.8.4.3. Propriedades químicas do hidrogénio

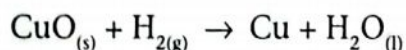
A baixa temperatura, o hidrogénio praticamente não reage com o oxigénio, pois as moléculas de hidrogénio e de oxigénio são estáveis.

A alta temperatura, reage com o oxigénio formando água:



Também a alta temperatura, o hidrogénio reage com os óxidos metálicos e outros compostos.

Por exemplo:



4.9. Reacções redox e sua importância na tecnologia

Poucos metais são encontrados na Natureza como substâncias simples (elementares). Por exemplo, o ouro, a prata e o cobre. Normalmente, os metais extraídos são encontrados na Natureza sob a forma de compostos.



Hematite

Magnetite

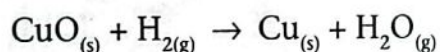
Cassiterite

Fig. 21 Alguns óxidos metálicos (minerais).

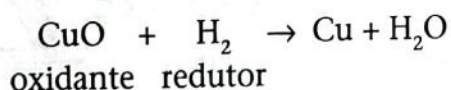
No entanto, o processo de extracção dos metais consiste em deixar passar o hidrogénio sobre óxido incandescente do respectivo metal. Neste processo, o óxido incandescente perde o oxigénio e o hidrogénio ganha o oxigénio, formando água.

Este tipo de reacção química é denominado **reacção redox**.

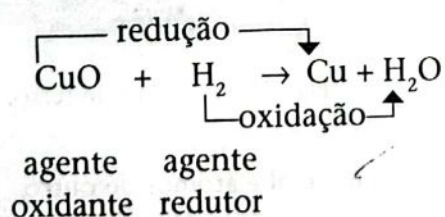
Representada a equação acima referida, teremos:



Observando esta equação, verifica-se que o óxido de cobre (CuO) perdeu o oxigénio e o hidrogénio ganhou oxigénio. A substância que perde oxigénio é denominada oxidante ou agente oxidante e a substância que ganha oxigénio é denominada redutora ou agente redutor. Exemplo:



Assim, o processo de perda de oxigénio é denominado redução e o processo que ocorre com ganho de oxigénio é denominado oxidação.



Nas reacções redox, os processos de redução e oxidação ocorrem em simultâneo. As reacções redox encontram grande aplicação na indústria metalúrgica.

Metalurgia é o ramo da indústria responsável pela produção de metais a partir dos seus minérios.

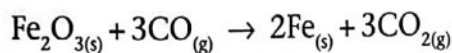
O processo metalúrgico envolve a reacção química de redução, isto é, retirar o oxigénio dos óxidos metálicos. Este processo ocorre a altas temperaturas, em presença de substâncias redutoras, como por exemplo o hidrogénio, o carbono (carvão), o monóxido de carbono (CO), etc.

O ferro é o metal mais abundante na crosta terrestre, cerca de 5%. Ele é também o metal mais usado pelo Homem. Por isso, vamos estudar o processo da sua produção.

4.9.1. Produção do ferro bruto

Sabemos que o ferro é muito usado na construção de casas, pontes, automóveis, entre outros.

A reacção mais importante no processo de produção de ferro bruto é representada pela seguinte equação química:



Nesta reacção, o óxido de ferro (III) é reduzido pelo monóxido de carbono. Isto é, o minério de ferro perde o oxigénio, formando o ferro metálico (Fe) e libertando o gás carbónico (CO₂).

O ferro é produzido num aparelho chamado alto-forno. As matérias-primas usadas são minério de ferro (Fe₂O₃) e carvão (C).

O ferro produzido é chamado gusa e o resíduo, escória.

O ferro não é utilizado puro, mas como constituinte de ligas.

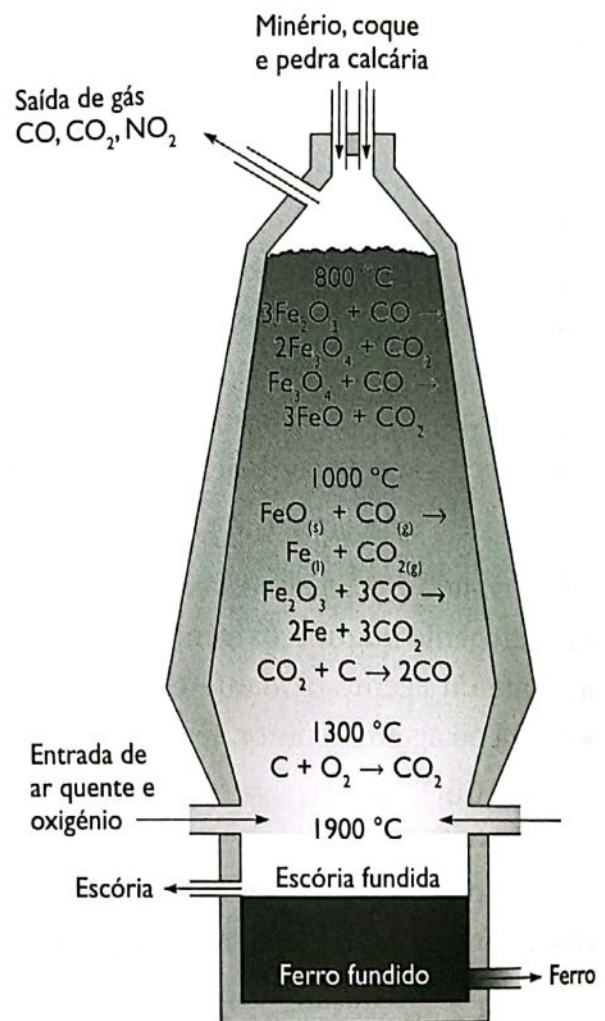


Fig. 22 Produção de ferro.

Ligas são misturas sólidas formadas por átomos de um metal e átomos de outro elemento metálico ou não.

No processo industrial de produção de ferro bruto, obtém-se o ferro fundido, que é maleável e contém 2% a 4,5% de carbono, e o aço, que é o ferro com cerca de 0,05% a 2% de carbono.

Quando se adiciona o metal crómio e níquel ao aço (ferro), este torna-se inoxidável, duro, brilhante e resistente à corrosão. O aço inoxidável é muito utilizado no fabrico de utensílios domésticos e materiais de construção civil.



Fig. 23 Objectos de aço inoxidável.

Actividades

1. Assinala com "V" as afirmações verdadeiras e com "F" as falsas.
 - a) O químico que reconheceu e estudou o hidrogénio pela primeira vez foi Lavoisier, em 1787.
 - b) O químico que deu o nome ao gás descoberto foi Henry Cavendish, em 1776.
 - c) O nome hidrogénio significa gerador de água.
 - d) O químico que reconheceu e estudou o hidrogénio pela primeira vez foi Henry Cavendish, em 1776.
2. Menciona quatro aplicações do hidrogénio no quotidiano.
3. Explica porque é que os fios que ligam os equipamentos à rede eléctrica são feitos de metal e cobertos com material plástico.
4. Em conjunto com os teus colegas, debate a importância da indústria metalúrgica (Mozal) para o desenvolvimento do nosso país.
5. Dada a equação química:

$$\text{MgO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Mg} + \text{H}_2\text{O}$$
 - 5.1. Porque é que a reacção acima descrita é redox?
 - 5.2. Indica a substância que sofre oxidação e a que sofre redução.
 - 5.3. Indica na equação química os processos de oxidação e redução.

4.10. Oxigénio

É do nosso conhecimento que o oxigénio é uma substância muito importante e indispensável para a sobrevivência de todos os seres vivos. Uma das principais funções vitais dos organismos vivos, incluindo o Homem, é a respiração. Esta função

só é possível graças ao oxigênio do ar que nos rodeia. O oxigênio respirado pelos organismos aeróbicos, libertado pelas plantas no processo de fotossíntese, participa na conversão de nutrientes em energia intracelular. A redução do nível de oxigênio provoca a hipoxemia e a sua ausência ocasiona a anoxia, podendo provocar a morte do ser vivo. A hemoglobina é o pigmento que dá a cor aos glóbulos vermelhos (eritrócitos) e tem a função vital de distribuir o oxigênio pelo organismo.

Por isso, vamos estudar esta substância.

Hipoxemia é a diminuição da quantidade de oxigênio no sangue.

Anoxia é o estado em que se verifica uma deficiente oxigenação dos tecidos.

4.10.1. História da descoberta do oxigênio

O oxigênio foi descoberto, em 1772, pelo químico sueco Scheele e depois, independentemente dos trabalhos de Scheele, por um químico inglês, Joseph Priestley, em 1774. Este cientista obteve o oxigênio a partir do aquecimento de óxido de mercúrio (II). Alguns anos depois, Lavoisier provou que o oxigênio é uma substância simples do ar atmosférico. Foi também Lavoisier quem deu o nome ao oxigênio, palavra que significa gerador de ácidos.



Fig. 24 O farmacêutico sueco Carl Wilhelm Scheele.

4.10.2. Existência do oxigênio na Natureza

O oxigênio é o elemento mais abundante na crosta terrestre. Ele existe na Natureza no estado livre e no estado combinado.

No estado livre, encontra-se na atmosfera sob a forma de molécula diatômica (O_2), fazendo parte da composição do ar, cerca de 21% de volume. No estado combinado, faz parte da composição da água, de minerais, rochas e todas as substâncias constituintes dos organismos vivos.

4.10.3. Obtenção industrial e laboratorial do oxigênio

4.10.3.1. Obtenção industrial

As fontes de obtenção de oxigênio na indústria são o ar atmosférico e a água. O oxigênio é obtido a partir da liquefação do ar, seguida de destilação fracionada.

Destilação fracçãoada é um método de separação de misturas homogéneas que consiste na diferença dos pontos de ebulição dos componentes da mistura.

O processo de destilação fracçãoada do ar consiste em comprimir, arrefecer e submeter a expansão a mistura do ar, até haver a liquefacção com a produção do ar líquido. Em seguida, o ar liquefeito é submetido a uma destilação fracçãoada. Este processo é repetido até à obtenção de oxigénio com 99,5% de pureza.

No nosso país, processo idêntico é feito na empresa Mogás, situada no Bairro de Jardim, na cidade de Maputo.



Fig. 25 A empresa Mogás.

O oxigénio também pode ser obtido a partir da electrólise da água, na forma mais pura como produto secundário do processo de obtenção do hidrogénio. Este processo implica altos custos devido ao consumo de energia eléctrica. Por essa razão é mais usado o processo de destilação fracçãoada do ar.

4.10.3.2. Obtenção laboratorial

No laboratório, obtém-se o oxigénio recorrendo às substâncias em cuja composição haja o elemento oxigénio. Por exemplo, clorato de potássio ($KClO_3$), peróxido de hidrogénio (H_2O_2) e outras.

Nesta lição, vais aprender a produzir o oxigénio a partir de decomposição de peróxido de hidrogénio, também chamado água oxigenada. Esta reacção de decomposição ocorre na presença do catalisador dióxido de manganês (MnO_2).

Catalisadores são substâncias que alteram a rapidez de uma reacção química sem serem consumidas.

Os catalisadores são muito utilizados nos processos industriais. Por exemplo, na indústria alimentar, farmacêutica, de produção de amoníaco, entre outras.

Na 9.^a classe, vais aprender como é que os catalisadores alteram a rapidez das reacções químicas.

A equação da reacção de obtenção laboratorial do oxigénio é a seguinte:

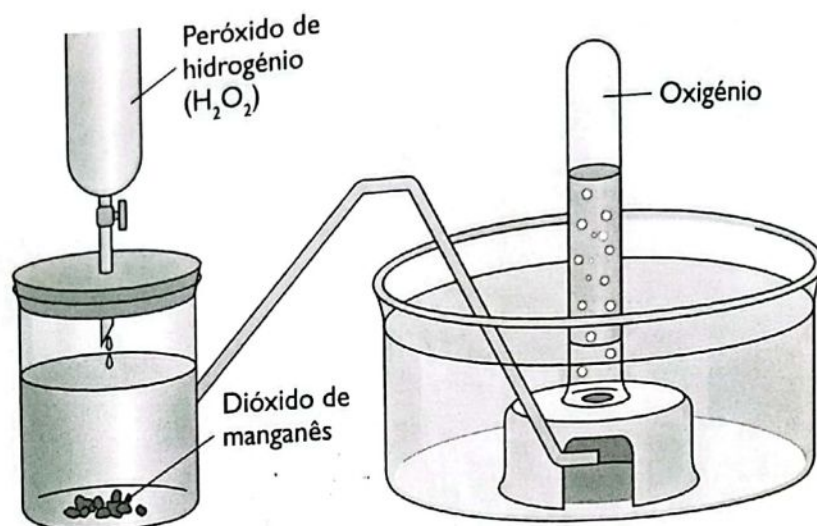
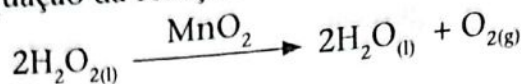


Fig. 26 Esquema de aparelhagem de obtenção laboratorial de oxigénio.

Observando a equação química acima, pode verificar-se que o dióxido de manganês não reage, isto é, não é consumido durante a reacção química.

O oxigénio obtido é identificado através da prova de comburência. Esta prova consiste em introduzir num tubo de ensaio contendo oxigénio, com a abertura virada para cima, um pavio (lasca) com a extremidade em brasa. Devido à presença do oxigénio, a chama aviva-se. Vê a figura ao lado.

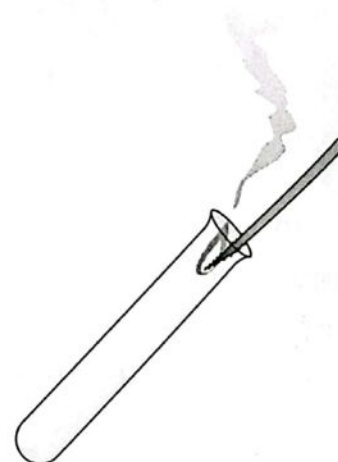


Fig. 27 Prova de comburência do oxigénio.

4.10.4. Propriedades físicas do oxigénio

À temperatura ambiente, o oxigénio é um gás incolor, inodoro, mais denso do que o ar (por essa razão é identificado com a abertura do tubo de ensaio virada para cima, pois propaga-se com dificuldade). O oxigénio molecular apresenta um ponto de fusão de $-218,8\text{ }^\circ\text{C}$ e ponto de ebulição igual a $-183\text{ }^\circ\text{C}$.

4.10.5. Aplicações do oxigénio

O oxigénio é usado nos maçaricos oxídricos (corte e soldadura de metais). Por exemplo, os serralheiros soldam objectos metálicos usando para tal duas garrafas ligadas onde um tubo conduz o combustível (hidrogénio) e o outro conduz o comburente (oxigénio). Os dois gases saem para o exterior pela mesma abertura.

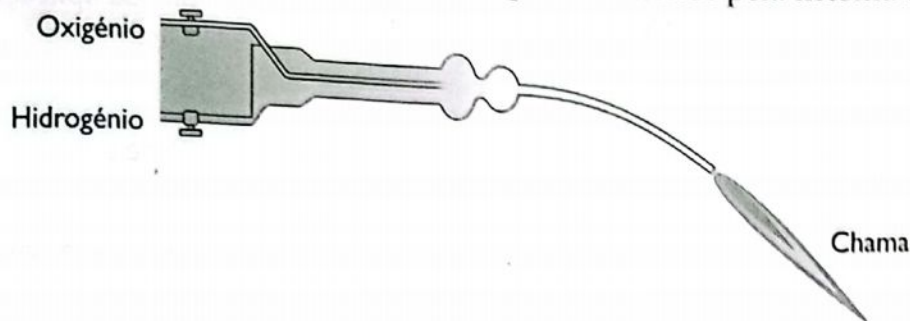


Fig. 28 Funcionamento de um maçarico de soldar.

O oxigénio é também usado na medicina para facilitar a respiração dos doentes. É usado nos submarinos, nas naves espaciais e nos aviões. Os mergulhadores também usam oxigénio para poder respirar quando estão em águas profundas.

Para a respiração artificial, normalmente o oxigénio é fornecido em garrafas e balões.

O oxigénio é usado na produção do ácido nítrico, substância aplicada no fabrico de adubos, plásticos, explosivos, tintas, etc. É também usado no fabrico do ácido acético. Este ácido constitui a principal componente do vinagre, que é muito utilizado para temperar as saladas, o peixe, a carne, etc.

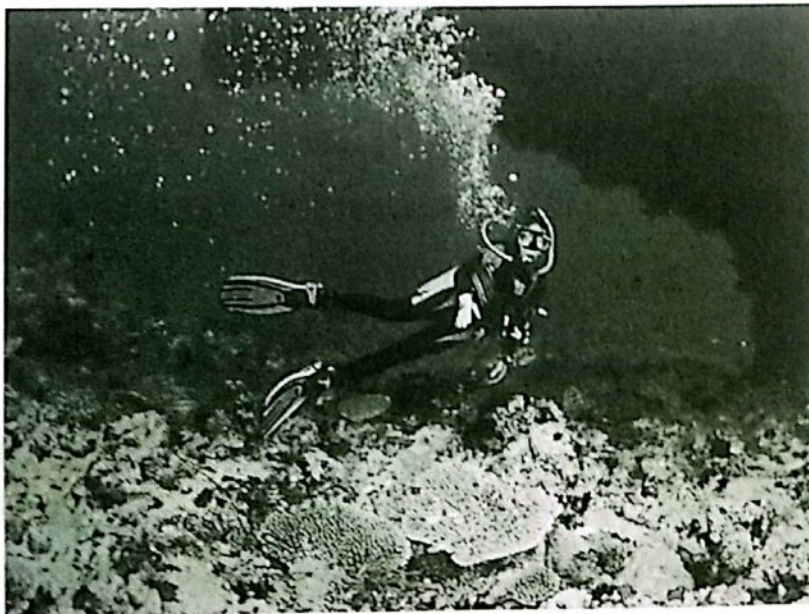


Fig. 29 Um mergulhador utilizando uma garrafa de oxigénio para respirar.



Actividades

1. O oxigénio é uma substância indispensável para a sobrevivência dos seres vivos.
- 1.1. Escreve a equação química de obtenção laboratorial de oxigénio.
 - 1.2. Diz qual é a função do dióxido de manganês (MnO_2) na reacção de obtenção laboratorial de oxigénio.
 - 1.3. Menciona três aplicações do oxigénio e dá um exemplo de aplicação de água oxigenada no dia-a-dia.
2. Assinala com "X" as afirmações correctas.
- a) O oxigénio puro foi obtido pela primeira vez em 1772 pelo cientista inglês Joseph Priestley.
 - b) O método mais barato de obtenção industrial de oxigénio é a partir da destilação fraccionada do ar.
 - c) O oxigénio engarrafado é utilizado na respiração artificial dos doentes, dos mergulhadores, dos alpinistas e dos aviadores.
 - d) Em condições normais o oxigénio é um líquido incolor, mais denso do que o ar e comburente.
3. Em colaboração com os teus colegas, debate as seguintes questões:
- 3.1. Como é que os animais aquáticos captam o oxigénio usado na sua respiração?
 - 3.2. Qual é a fonte mais importante de produção de oxigénio no planeta?
4. Identifica cinco actividades que consomem grandes quantidades de oxigénio no quotidiano.

4.11. Composição do ar e sua importância como matéria-prima. Poluição do ar

4.11.1. Composição do ar e sua importância como matéria-prima

Como aprendemos na lição anterior, o oxigénio que respiramos (inspiramos) é parte integrante do ar atmosférico.

Na composição do ar atmosférico entram várias substâncias. As mais importantes são: oxigénio, nitrogénio (azoto), dióxido de carbono, vapor de água e um grupo de

gases denominados gases nobres. Existem ainda acidentalmente poeiras em suspensão, bactérias e outros gases que se libertam das chaminés das fábricas e dos organismos em putrefacção. Essa composição pode ser observada na tabela que se segue:

Substância	Fórmula	Percentagem
Nitrogénio	N_2	78
Oxigénio	O_2	21
Gases nobres	-	0,9
Hidrogénio	H_2	0,01
Outras partículas (poeiras, vapores de água)	-	0,00000000001

Como observaste, o componente mais abundante no ar é o nitrogénio (azoto), e o segundo é o oxigénio. Os restantes componentes surgem em percentagem muito pequena.

Portanto, o ar como matéria-prima tem muitas aplicações. A partir dele podem ser extraídas várias substâncias com várias aplicações no dia-a-dia. Por exemplo, o nitrogénio, gases nobres, o oxigénio e o dióxido de carbono.

Já estudámos as aplicações do hidrogénio e do oxigénio.

O nitrogénio é uma substância usada no fabrico de adubos, plásticos, tintas, explosivos, entre outros.

O dióxido de carbono é usado no fabrico de refrigerantes com gás, no fabrico de bebidas como a cerveja, o champanhe, entre outras. É também usado nos extintores de incêndios.

Os gases nobres são usados na produção de lâmpadas e em letreiros luminosos que aparecem nos estabelecimentos comerciais para fins de publicidade.

4.11.2. Poluição do ar

Na lição anterior, aprendemos que o ar tem vários componentes, que são praticamente constantes na atmosfera. Além das substâncias enumeradas, o ar atmosférico contém impurezas, a maioria das quais poluente.

As impurezas mais significativas que poluem o ar e se acumulam na atmosfera como consequência da actividade humana são: monóxido de carbono (CO), óxidos de enxofre, óxidos de nitrogénio, as partículas sólidas, entre outras. O aumento da quantidade destas substâncias na composição do ar cria uma perturbação do estado normal da composição da atmosfera causando consequências indesejadas.

Poluição é uma alteração prejudicial da atmosfera como resultado da variação da quantidade dos componentes do ar.

A poluição atmosférica torna o ar nocivo e impróprio para a saúde humana e para a vida das plantas e dos animais. São várias as substâncias que causam a poluição do ar. Nesta unidade, vamos estudar duas dessas substâncias: o monóxido de carbono e o dióxido de carbono.

4.11.2.1. Poluição atmosférica devido à alteração da quantidade de monóxido de carbono (CO)

A poluição atmosférica causada pelo monóxido de carbono advém da combustão incompleta de combustíveis líquidos (diesel, gasolina, etc.) nos motores de automóveis e de gás natural e carvão.

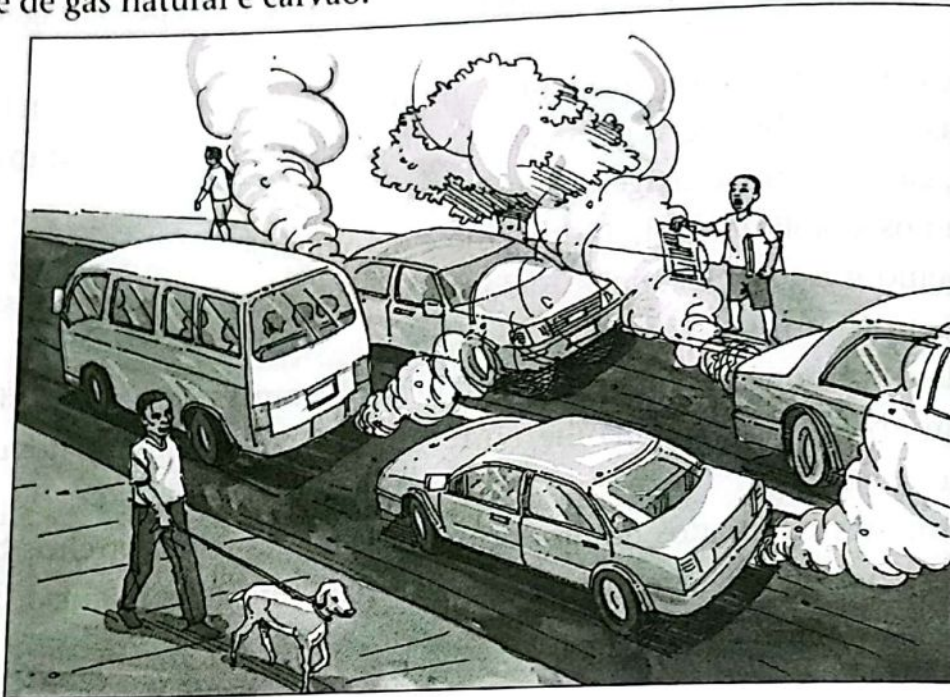


Fig. 30 Poluição provocada por fumos libertados por tubos de escape dos carros.

A concentração elevada de monóxido de carbono é prejudicial para a saúde das pessoas, pois perturba o processo respiratório, impedindo o transporte de oxigênio no sangue. Também causa danos no sistema nervoso central e cardiovascular.

4.11.2.2. Poluição atmosférica devido à alteração da quantidade de dióxido de carbono (CO₂)

A maior parte do dióxido de carbono que polui o ar atmosférico provém da actividade humana, como subproduto do processo de extracção e transformação de minérios, das queimadas de florestas, grandes desflorestamentos e também como consequência da queima de carvão e combustíveis líquidos.



Fig. 31 Desflorestação.

A concentração elevada de dióxido de carbono é prejudicial para a saúde das pessoas, pois provoca doenças cardiovasculares e respiratórias. É também prejudicial para a vida de todos os seres vivos no planeta.

O dióxido de carbono é uma substância que mantém a terra aquecida, pois tem a capacidade de absorver uma parte dos raios solares que incidem sobre o planeta, aquecendo a terra e criando uma estufa natural. Vê a figura seguinte.

Efeito de estufa é a designação dada às condições de aquecimento criadas dentro de uma estufa e que permitem cultivar diferentes tipos de plantas. No entanto, vários factores estão a contribuir para elevar a quantidade de dióxido de carbono presente na atmosfera. Com a elevada concentração de dióxido de carbono, a atmosfera absorve uma grande quantidade de radiação emitida pela superfície terrestre, aquecendo mais a Terra do que deveria.

O resultado do aumento de temperatura em todo o nosso planeta é o denominado **aquecimento global**.

Outras consequências são:

- A fusão do gelo nas zonas polares;
- O aumento do nível das águas dos oceanos;
- A alteração do clima na superfície terrestre;
- Prejuízos para a agricultura.



Fig. 32 Estufa natural.

4.12. Propriedades físicas e obtenção do ozono. Importância da camada de ozono

4.12.1. Propriedades físicas e obtenção do ozono

Em condições normais, o ozono é um gás azulado, de cheiro característico, pouco solúvel em água, tem ponto de ebulição a $-111,9\text{ }^{\circ}\text{C}$.

O ozono representa-se pela fórmula O_3 . Este composto pode ser obtido a partir do oxigénio e representa a sua modificação alotrópica.

Alotropia é a propriedade que determinados elementos químicos possuem de apresentar várias estruturas moleculares diferentes com características distintas. Para que um elemento possa ser designado alótropo, as suas estruturas moleculares diferentes devem apresentar-se no mesmo estado físico.

A equação química de formação do ozono é:

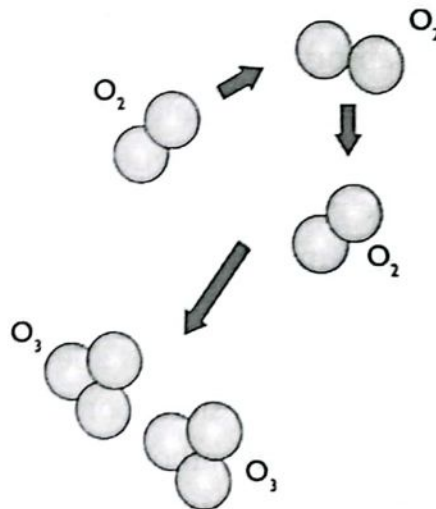
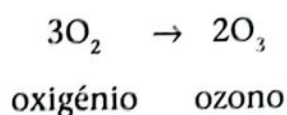


Fig. 33 Formação de ozono.

Esta reacção decorre com gasto de energia. O ozono também se forma num processo natural, pela acção de raios ultravioletas (raios mais energéticos que provêm do Sol) sobre o oxigénio atmosférico, a grandes altitudes.

Além do oxigénio, os óxidos de nitrogénio também sofrem no meio ambiente transformações fotoquímicas que levam à formação de ozono.

Transformações fotoquímicas são processos químicos que ocorrem sob acção da luz.

4.12.2. Importância da camada de ozono

Várias moléculas de ozono formam a chamada **camada de ozono**. Esta camada localiza-se na **estratosfera** (a cerca de 35 000 m de altitude). A camada de ozono tem para o globo terrestre uma **função protectora**, pois ela absorve a maior parte dos raios ultravioletas provenientes do Sol.

Se toda a radiação ultravioleta emitida pelo Sol atingisse a superfície terrestre, teríamos como consequência a ocorrência de sérias infecções dermatológicas e cancro da pele.

Infelizmente, esta camada protectora está a correr o risco de ser destruída pela acção do Homem.

4.12.2.1. Destruição da camada de ozono

A actividade do Homem contribui para a destruição da camada de ozono, pois várias substâncias alteram a quantidade de ozono na atmosfera. Por exemplo, os óxidos de nitrogénio (NO e NO_2) que se libertam das indústrias de produção de ácido sulfúrico, nítrico, bem como dos veículos automóveis. Também o fumo dos cigarros contém óxidos de nitrogénio.

Os aviões e mísseis libertam na estratosfera gases que contêm o monóxido de nitrogénio. Este óxido é o principal responsável pela destruição da camada de ozono.

Contudo, estão a ser tomadas algumas medidas de precaução no sentido de se evitar a propagação dos compostos que põem em perigo a vida de todos os seres vivos.

Actividades

1. Indica três medidas de precaução para melhorar ou manter a qualidade do ar na tua escola, bairro ou comunidade.
2. Assinala com "X" apenas as afirmações certas.
 - 2.1. As principais actividades do Homem que são responsáveis pela libertação de substâncias poluentes são:

a) A queima de combustíveis líquidos em automóveis.	<input type="checkbox"/>
b) A libertação de gases e poeiras das fábricas.	<input type="checkbox"/>
c) Queimadas descontroladas.	<input type="checkbox"/>
d) A extracção de minerais.	<input type="checkbox"/>

- 2.2. A poluição do ar é:
- a) Uma alteração benéfica no ar atmosférico como resultado de variação da quantidade dos componentes do ar.
 - b) Uma alteração ou perturbação da composição normal do ar atmosférico devida ao aumento da quantidade de um dos seus componentes.
 - c) Uma alteração do clima da superfície terrestre devida ao aumento da concentração de dióxido de carbono.
 - d) Uma alteração prejudicial criada no ar atmosférico como resultado da actividade do Homem.
3. O ozono é uma substância muito importante para a manutenção da vida na Terra.
- 3.1. Menciona três propriedades físicas do ozono.
- 3.2. Assinala com "V" as afirmações verdadeiras e com "F" as falsas.
- a) O ozono é uma substância que se encontra em maior quantidade na estratosfera.
 - b) O ozono é um gás que se encontra em maior quantidade na hidrosfera.
 - c) A destruição da camada de ozono permite a passagem de raios ultravioletas para a terra, provocando problemas respiratórios.
 - d) A camada de ozono será preservada se evitarmos a propagação dos gases que contribuem para a sua destruição.
-

4.13. Óxidos: definição, classificação e nomenclatura. Oxidação lenta e oxidação rápida

A crosta terrestre é formada por um número muito grande de substâncias, de entre as quais se destacam os óxidos, presentes em grandes quantidades sob a forma de minérios.

Óxidos são compostos binários formados por dois elementos, um dos quais é o oxigénio.

A fórmula geral dos óxidos pode ser representada do seguinte modo:



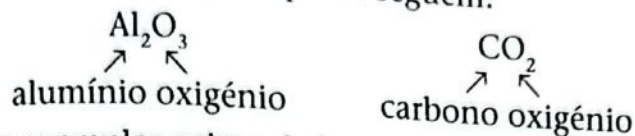
Onde:

E é um elemento químico qualquer;

O é o elemento oxigénio;

n e m são os respectivos índices.

Observa os exemplos que se seguem:



Nos exemplos acima dados, podemos verificar que o oxigénio se combina com diferentes elementos (metais e ametais).

4.13.1. Classificação dos óxidos

A classificação dos óxidos é feita de acordo com a natureza dos seus constituintes. Assim, temos os óxidos que se formam pela combinação do oxigénio com um elemento metálico, que são denominados óxidos metálicos. Por exemplo, Ag_2O , CuO , Fe_2O_3 , BaO , etc.

Os óxidos que se formam a partir da combinação de um elemento ametálico com o oxigénio denominam-se óxidos ametálicos. Exemplos: CO_2 , H_2O , SO_2 , NO_2 , etc.

4.13.2. Nomenclatura dos óxidos

Para nomear os óxidos é necessário ter em consideração a sua classificação.

4.13.2.1. Nomenclatura dos óxidos metálicos

Os óxidos metálicos também são chamados óxidos básicos. Para nomear um óxido metálico é bastante simples, basta escrever:

Óxido de + nome do elemento metálico ligado ao oxigénio

Vê o exemplo que se segue:

Al_2O_3 : o elemento ligado ao oxigénio é o alumínio.

Logo, o nome deste composto será: óxido de alumínio.

Contudo, existem alguns elementos metálicos que formam mais de um óxido, com diferentes números de oxidação.

Neste caso, basta indicar esse número em algarismo romano entre parênteses logo a seguir ao nome do óxido. Por exemplo:

FeO : óxido de ferro (I)

Fe_2O_3 : óxido de ferro (III)



Portanto, a ferrugem que se forma é resultado da combinação do metal com o oxigénio. Este fenómeno químico denomina-se corrosão dos metais.

Corrosão dos metais é a destruição dos metais e das suas ligas em consequência da acção química do meio ambiente.

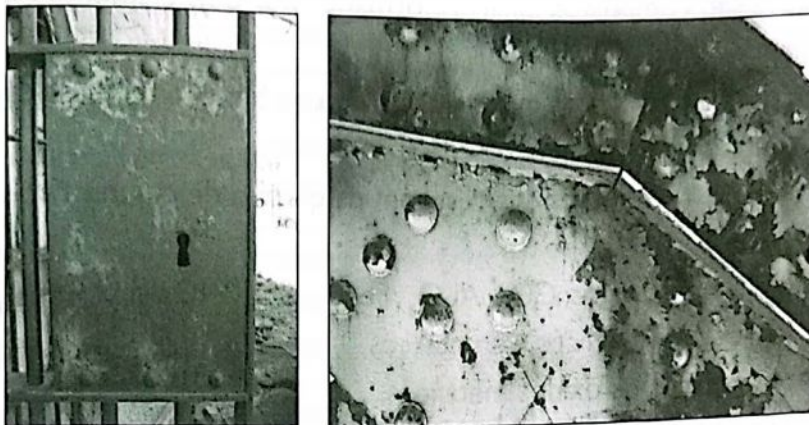
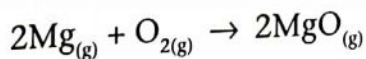
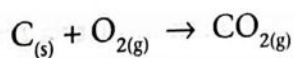


Fig. 34 Corrosão dos metais.

Assim, pode dizer-se que o metal sofreu oxidação.

Oxidação é a reacção de combinação de um elemento químico qualquer com oxigénio, formando um óxido.

Por exemplo:



No entanto, a combinação do oxigénio com os metais para a formação de ferrugem é um processo que leva muito tempo. Daí o nome de oxidação lenta.

Oxidação lenta é a reacção que ocorre a temperatura suficientemente baixa com a libertação de calor, sem emissão de luz.

A respiração celular é também um exemplo de oxidação lenta, pois o oxigénio que é inspirado durante o processo de respiração é utilizado nas reacções químicas que ocorrem no metabolismo celular. Por exemplo, no processo de digestão dos alimentos.

É importante relembrar que também existem metais que dificilmente enferrujam, como o ouro, a prata, o alumínio, etc.

Para prevenir o enferrujamento dos metais, há algumas medidas a tomar, tais como:

- Pintar os metais antes da sua utilização;
 - Evitar a exposição dos metais em lugares húmidos na presença de oxigénio.
- A presença de oxigénio do ar e a humidade são factores que favorecem a formação de ferrugem (corrosão dos metais).

Actividades

1. Uma das afirmações seguintes refere-se ao conceito de óxidos. Qual?
 - a) Óxidos são compostos binários formados por três elementos, um dos quais o oxigénio.
 - b) Óxidos são compostos binários formados por dois elementos, um dos quais o oxigénio.
 - c) Óxidos são compostos que resultam da combinação de um elemento metálico com o oxigénio.
 - d) Óxidos são compostos que resultam da queima de combustíveis líquidos e sólidos.
2. Dados os seguintes óxidos: CO_2 , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , SO_2 , NO , P_2O_5 e Na_2O :
 - 2.1. Agrupa-os em metálicos e ametálicos.
 - 2.2. Nomeia apenas os óxidos metálicos.
3. Debate com os teus colegas as seguintes questões:
 - 3.1. Como são encontrados normalmente os metais na Natureza?
 - 3.2. Por que razão as indústrias de exploração de minerais causam a devastação de florestas? Que medidas podem ser tomadas para minimizar o impacto dessa actividade?
 - 3.3. Na tua província existe alguma indústria de exploração de minérios ou de madeira? Quais são os benefícios e os prejuízos que essa indústria traz para a tua comunidade?

4.13.4. Combustão (oxidação rápida)

A combustão é um processo químico que está presente em grande número de actividades que realizamos no dia-a-dia.

Combustão é uma reacção rápida de queima de um material na presença de oxigénio, com produção de calor e emissão de luz.

Por exemplo, o processo de cozimento dos alimentos é feito graças à combustão do gás de cozinha ou carvão. O outro exemplo é o processo da queima dos combustíveis que movimenta os carros que nos levam para a escola, para casa, para o trabalho, etc.

Quais são as condições para a ocorrência de uma combustão?

Para a ocorrência de uma combustão são necessários três componentes: um combustível, um comburente e uma fonte de calor.

Combustível é todo o material que arde. Por exemplo, petróleo, madeira, capim, plástico, carvão, entre outros.

Os combustíveis podem ser sólidos, como a lenha ou o carvão; líquidos, como a gasolina e o petróleo de iluminação (querosene), ou gasosos, como o gás butano (gás utilizado na cozinha).

Comburente é a substância que permite a queima e que alimenta a combustão. O oxigénio é comburente porque é a substância que alimenta as combustões.

Assim, pode dizer-se que uma combustão é uma oxidação rápida ou viva.

A oxidação rápida ocorre geralmente como fogo ou chama.

Fogo é uma mistura de gases incandescentes emitindo energia na forma de luz visível.

Os produtos da combustão completa são geralmente dióxido de carbono, água, cinzas e calor. Quando a combustão é incompleta (com insuficiências de oxigénio), os produtos da reacção são geralmente monóxido de carbono, água, fuligem (negro do fumo), cinzas e calor.

4.13.5. Estrutura da chama

Já todos vimos uma chama ao acender uma vela, um candeeiro, lenha, etc.

Observando a chama da vela na figura ao lado, podemos distinguir três zonas: zona escura, zona iluminante e zona calorífica.

Na zona escura não há combustão. Aí se encontram os gases e vapores que resultam da decomposição das substâncias constituintes da vela pela acção do calor.

Na zona iluminante existem partículas de carbono incandescentes que resultam da decomposição dos gases na zona escura pela acção do calor.

A zona calorífica é menos luminosa; nela ocorre a combustão dos produtos existentes na zona iluminante, formando-se o dióxido de carbono e vapores de água.



Fig. 35 Combustão de uma vela.

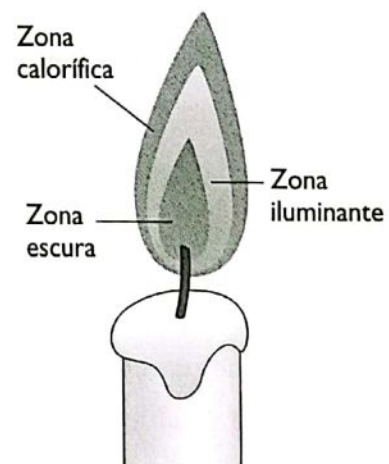


Fig. 36 Estrutura da chama.

Por que razão algumas chamas possuem cores diferentes?

De um modo geral, a cor da chama depende dos constituintes do combustível e do contacto deste com o comburente (oxigénio).

4.13.6. Incêndios: prevenção e combate

O Homem incorporou no seu modo de vida o uso do fogo com diferentes objectivos: aquecimento, iluminação, protecção contra os animais perigosos, limpeza de áreas para plantio, etc.

Entretanto, o fogo pode trazer prejuízos para o Homem se for mal utilizado.

Algumas consequências do mau uso do fogo são:

- Poluição do ar;
- Destruição de vegetação;
- Morte de animais;
- Empobrecimento dos solos.

No nosso quotidiano, observamos algumas medidas de extinção de chamas. Por exemplo:

- Apagar o capim em chama com folhas verdes para abafar a chama;
- Apagar a lenha ou o carvão depois de cozinhar com água ou areia de forma a economizar.

Os vários procedimentos que se aplicam resumem-se a contrariar as condições que favorecem a ocorrência da combustão.

Um incêndio é a combustão de grandes proporções que provoca danos materiais e humanos.

Os incêndios podem ser prevenidos se forem aplicadas algumas medidas básicas, como:

- Evitar queimadas descontroladas;
- Respeitar os sinais que são colocados nas bombas de combustíveis;
- Não deixar as crianças brincarem com fogo ou objectos inflamáveis.

Após o início da combustão ou a queima de um material, a reacção continua até que um dos três componentes seja eliminado, portanto os bombeiros utilizam essa técnica para controlar o fogo. A extinção de um incêndio consegue-se com a eliminação de um ou mais dos três componentes (combustível, comburente e fonte de calor).



Fig. 37 Queimadas descontroladas podem dar origem a grandes incêndios.

4.13.7.1. Combustíveis renováveis e não renováveis

O carvão vegetal ou de madeira é um combustível barato, abundante e renovável, obtido pela combustão incompleta da madeira. Combustível renovável é aquele que pode ser reposto. Exemplos de fontes de energia renováveis são: o Sol, o vento, as barragens hidroeléctricas, etc.

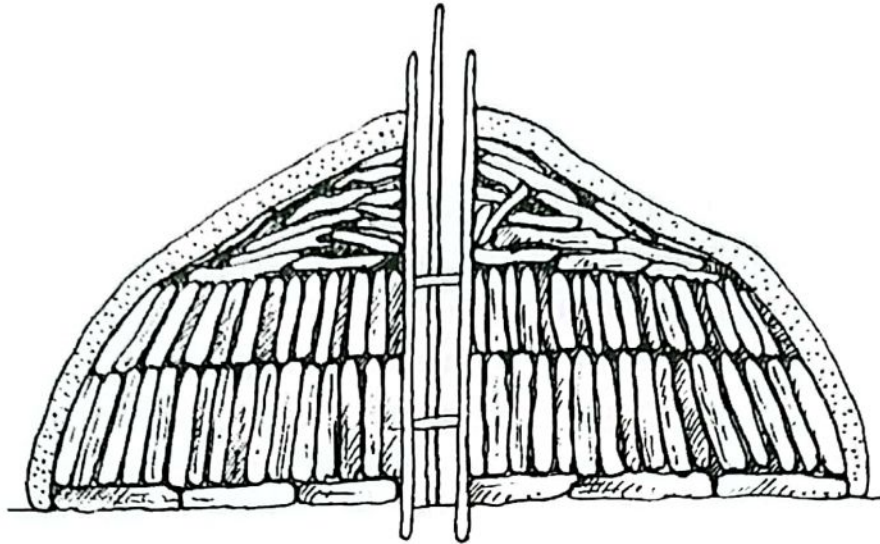


Fig. 39 Forno para produção de carvão vegetal.

O petróleo é uma fonte de energia não renovável, pois é um material que se forma ao fim de muitos milhões de anos a partir de vegetais e outros materiais orgânicos soterrados. O receio de que as reservas de petróleo se esgotem leva à procura de novas fontes alternativas. Por exemplo, a utilização de painéis solares, energia eólica, produção de biodiesel, construção de barragens hidroeléctricas, etc.

Portanto, as fontes de energia não renováveis são: gás natural, carvão mineral, petróleo bruto e combustíveis nucleares, entre outros.

Actividades

1. Debate com os teus colegas as seguintes questões:
 - 1.1. Por que razão temos hoje em dia a necessidade de buscar fontes de energia que substituam o petróleo?
 - 1.2. Que factores devem ser analisados ao procurar uma fonte de energia?
 - 1.3. Como podem os químicos contribuir para a redução dos efeitos ambientais da queima de combustíveis?
2. Quais são as condições necessárias para a ocorrência de uma combustão?
3. Em colaboração com os teus colegas, elabora um pequeno projecto sobre as possibilidades de racionalização dos combustíveis mais utilizados na tua comunidade ou no teu bairro.

4. Assinala com "X" apenas as afirmações certas.
- a) Combustão é uma reacção rápida em que se liberta calor de um combustível.
 - b) Incêndio é uma combustão de grandes proporções que provoca danos materiais e humanos.
 - c) A oxidação rápida difere da oxidação lenta pela velocidade em que decorre.
 - d) Os factores que favorecem a corrosão dos metais são a humidade e a presença de dióxido de carbono.
5. Em incêndio causado por fuga de gás, na cozinha, qual seria o procedimento mais fácil para apagar a chama do gás: deitar água na chama ou atirar uma toalha molhada para cima do local de onde está a escapar o gás? Justifica a resposta.
-

4.14. Termoquímica

É difícil imaginar como seria a nossa vida sem energia.

O Sol, fonte primária de energia do planeta Terra, ilumina-nos e fornece-nos energia para todos os processos vitais.



Fig. 40 Iluminação solar.

Por exemplo, um foguetão não funciona se não lhe for fornecida energia através da combustão de um combustível, um rádio a pilhas não funciona se não receber energia das pilhas, entre outros.

Na Química, são vários os processos que também ocorrem com a utilização de energia em forma de calor.

Energia é a capacidade que um sistema tem de realizar trabalho.

Calor é a transferência de energia de um corpo para outro.

O estudo das transformações químicas com transferências de calor é feito pela termoquímica.

Termoquímica é a parte da Química que estuda o calor absorvido ou libertado durante uma transformação química.

As reacções químicas que ocorrem com a libertação ou absorção de calor classificam-se como exotérmicas ou endotérmicas.

Calor da reacção é a quantidade de energia absorvida ou libertada durante uma transformação química.

A unidade de calor no sistema internacional (SI) é Joule por mole (J/mol). Também se usa quilojoule por mole (kJ/mol). $1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J}$.

Numa reacção química, o calor da reacção é dado pela diferença de energia dos produtos (E_p) e dos reagentes (E_R), representada pela expressão:

$$Q = E_p - E_R$$

Onde:

Q – calor da reacção;

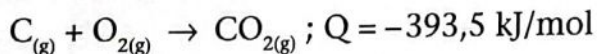
E_p – energia dos produtos;

E_R – energia dos reagentes.

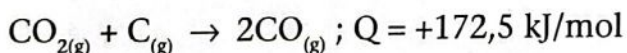
Se a reacção é exotérmica, $E_p < E_R$, logo $Q < 0$.

Se a reacção é endotérmica, $E_p > E_R$, logo $Q > 0$.

Portanto, equações termoquímicas são equações químicas em que se especifica o calor da reacção. Vê os exemplos que se seguem:

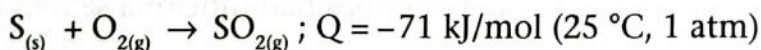


Quando o valor do calor da reacção é negativo, significa que a reacção é exotérmica. Isto quer dizer que na combustão do carbono se libertam 393,5 kJ.



Observando a equação química acima referida, verifica-se que o valor do calor da reacção é positivo, quer dizer que a reacção é endotérmica, isto é, ocorre absorção de calor.

Dada a equação química seguinte:



- A interpretação desta equação termoquímica é:
- O enxofre no estado sólido reage com oxigénio gasoso formando o dióxido de enxofre no estado gasoso;
 - O processo de formação de dióxido de enxofre é exotérmico porque o valor do calor da reacção é negativo;
 - A reacção decorre com a libertação de 71 kJ para cada mole de SO_2 que é formada;
 - A reacção foi realizada a 25°C e à pressão de uma atmosfera.

Actividades

- Menciona quatro actividades que são realizadas com o consumo de energia eléctrica na tua casa.
- Assinala com "V" as afirmações verdadeiras e com "F" as falsas.
 - A queima de combustível é uma das fontes utilizadas para produzir energia eléctrica.
 - O petróleo é um combustível que não se esgota. Além de ser uma fonte de energia, é usado como matéria-prima.
 - Uma das formas de racionalização da energia em nossas casas é a utilização de lâmpadas de baixo consumo.
 - Ao usarmos a energia eléctrica de forma racional, gastamos menos e ajudamos o nosso país a preservar as suas reservas de energia.
- Debate com os teus colegas as seguintes questões:
 - Quais são as possíveis razões de não utilização de outras fontes de energia sabendo que os combustíveis derivados do petróleo estão cada vez mais caros?
 - Indica as fontes de energia utilizadas na tua comunidade ou no teu bairro.
- Assinala com "X" apenas a afirmação certa.
 - A parte da Química que estuda o calor envolvido nas transformações químicas é a termoquímica.
 - Numa reacção exotérmica o valor do calor da reacção é negativo porque ocorre a absorção de calor do meio ambiente.
 - Numa reacção química, o calor da reacção é dado pela diferença entre a energia dos reagentes e dos produtos.
 - A unidade de calor no sistema internacional é gramas por mole.

Vamos experimentar...

Nestas experiências, vais aprender:

- A preparar uma solução;
- A produzir e identificar o oxigénio e o hidrogénio;
- A identificar os factores que favorecem a corrosão dos metais;
- A identificar os factores que intervêm na combustão das matérias.



Experiência 1

Preparação de uma solução de cloreto de sódio (NaCl)

Material: balão de Erlenmeyer de 500ml ou uma garrafa de plástico de 0,5 ℓ vazia, água, uma vareta e sal de cozinha.

Como fazer:

- Dissolve 2g de sal de cozinha na garrafa de plástico ou no balão de Erlenmeyer com um pouco de água (400 ml);
- Agita a mistura até à dissolução completa do sal;
- Acrescenta uma quantidade de água suficiente para perfazer (completar) o volume de 0,5 ℓ ou 500ml;
- Anota as observações;
- Determina a concentração da solução preparada;
- Tira conclusões.

Experiência 2

Preparação de soluções diluídas e concentradas

Material: dois copos de vidro ou de Becker ou ainda garrafas de plástico vazias, solução de chá ou sumo de frutos concentrado e água.

Como fazer:

- Em dois copos ou garrafas de plástico, coloca até 1/4 da medida do copo uma solução de chá ou sumo de frutos;
- Adiciona no segundo copo ou garrafa de plástico água até encher;
- Compara as cores das soluções dos dois copos;
- Anota as observações;
- Tira conclusões.

Experiência 3

Obtenção e identificação de hidrogénio e verificação das suas propriedades

Material: tubos de ensaio normais, tubo de ensaio com abertura lateral a 45°, seringa ou funil de decantação, mangueira de borracha, tina hidropneumática ou bacia, palitos de fósforo, água, zinco granulado e solução de ácido clorídrico a 2 M.

Como fazer:

- Coloca 3 a 4 grânulos de Zn no tubo de ensaio com abertura lateral a 45°;
- Acopla ao tubo contendo Zn uma seringa ou funil contendo 5 ml de HCl a 2 mol/l;
- Na abertura lateral do tubo de ensaio, acopla uma mangueira de borracha que vai desembocar na tina ou bacia com água onde será recolhido o gás;
- Deixa cair lentamente o ácido sobre o metal e observa o que acontece;
- Enquanto a reacção decorre, faz a recolha do gás. Os tubos de ensaio para a recolha do gás devem estar cheios de água;
- Depois da recolha do gás, faz a prova de gás detonante (ou fulminante) e com outras recolhas faz a prova de combustibilidade;
- Anota as observações;
- Tira conclusões.

Experiência 4

Obtenção e identificação de oxigénio e verificação das suas propriedades

Material: tubos de ensaio normais, tubo de ensaio com abertura lateral a 45°, funil de decantação ou seringa, mangueira de borracha, bacia, água, peróxido de hidrogénio a 10%, dióxido de manganês (MnO_2) e palitos de fósforo, uma espátula ou colherzinha.

Como fazer:

- Coloca duas espátulas de dióxido de manganês no tubo de ensaio com abertura lateral a 45°;
- Liga ao tubo de ensaio contendo o dióxido de manganês uma seringa contendo 10 ml de água oxigenada;
- Na abertura lateral, acopla uma mangueira de borracha que vai desembocar numa tina com água, onde será recolhido o gás;
- Deixa cair lentamente o peróxido de hidrogénio sobre o dióxido de manganês;
- Faz a recolha do gás que se liberta em dois tubos de ensaio e faz a prova de comburência;
- Anota as observações;
- Tira conclusões.



Experiência 5**Combustão de uma vela em recipiente aberto e em recipiente fechado**

Material: duas velas ou uma cortada ao meio, um palito de fósforo, uma garrafa de plástico ou um frasco de vidro transparente e uma tampa metálica.

Como fazer:

- Coloca uma vela em cima da mesa e outra na tampa metálica;
- Acende as duas velas com um palito de fósforo;
- Tapa uma das velas com a garrafa de plástico ou um frasco de vidro;
- Anota as observações;
- Tira conclusões.

Experiência 6**Oxidação de ferro (formação de ferrugem)**

Material: três copos de vidro ou garrafas de plástico, porção de palha-de-aço, água, solução de sulfato de cobre (II) ou vinagre.

Como fazer:

- Prepara três copos ou garrafas de plástico cortadas e pega na porção de palha-de-aço humedecida (molhada) com água da torneira. Coloca-a no primeiro copo (atenção, a porção de palha-de-aço deve ser igual nos três copos);
- Introduz água no segundo copo até metade e coloca uma porção de palha-de-aço dentro da água;
- Introduz no terceiro copo a solução de sulfato de cobre (II) ou vinagre até metade e coloca a terceira porção de palha-de-aço;
- Observa atentamente os fenômenos que ocorrem nos três copos. Guarda os copos na sala ou no laboratório e volta a observar no dia seguinte;
- Anota as observações;
- Tira conclusões.

Vamos reflectir...

- A mistura de óleo com água pode formar uma solução? Justifica.
- Quais são os materiais que utilizamos para a nossa higiene pessoal que se apresentam na forma de soluções?
- A partir da leitura dos rótulos de produtos alimentares é possível saber se o produto é concentrado ou diluído? Explica!
- Porque se deve colocar o tubo de ensaio contendo o oxigénio com a abertura virada para cima quando se faz a prova de combustão?
- Por que razão a chama da vela se apaga quando a tapamos com o frasco de vidro?
- O que iria acontecer se um objecto de alumínio fosse colocado na água por três dias?
- Quais são os factores que favorecem a oxidação dos metais?

Vamos lembrar...

- A água encontra-se espalhada pela superfície terrestre nos três estados físicos: sólido, líquido e gasoso.
- A água que bebemos deve ser potável, isto é, livre de impurezas e microrganismos prejudiciais à saúde.
- As águas naturais podem classificar-se como: potáveis, salobras e minerais.
- Os poluentes da água são: resíduos sólidos (domésticos), resíduos industriais, combustíveis líquidos, entre outros.
- A água é conhecida como solvente universal, por ser capaz de dissolver uma grande diversidade de substâncias.
- Solução é uma mistura homogénea constituída por solvente e soluto.
- As soluções classificam-se como: diluídas, saturadas e supersaturadas.
- Os agentes poluentes do ar são os gases que se libertam da indústria, dos motores dos carros, das queimadas, entre outros.
- O oxigénio é um gás incolor, inodoro, mais denso que o ar e comburentes.
- O hidrogénio é um gás incolor, inodoro, menos denso que o ar e é combustível.
- Reacção redox é a reacção química que ocorre com ganho e perda de oxigénio.

Tabela de massas atômicas relativas*

Elemento	Símbolo	Massa atômica relativa
Hidrogénio	H	1,0
Hélio	He	4,0
Lítio	Li	6,9
Berílio	Be	9,0
Boro	B	10,8
Carbono	C	12,0
Azoto	N	14,0
Oxigénio	O	16,0
Flúor	F	19,0
Néon	Ne	20,2
Sódio	Na	23,0
Magnésio	Mg	24,3
Alumínio	Al	27,0
Silício	Si	28,1
Fósforo	P	31,0
Enxofre	S	32,1
Cloro	Cl	35,5
Potássio	K	39,1
Árgon	Ar	39,9
Cálcio	Ca	40,1
Escândio	Sc	45,0
Titânio	Ti	47,9
Vanádio	V	50,9
Crómio	Cr	52,0
Manganês	Mn	54,9
Ferro	Fe	55,8
Níquel	Ni	58,7
Cobalto	Co	58,9
Cobre	Cu	63,5
Zinco	Zn	65,4
Gálio	Ga	69,7
Germânio	Ge	72,6
Arsénio	As	74,9
Selénio	Se	79,0
Bromo	Br	79,9
Crípton	Kr	83,8
Molibdénio	Mo	95,9
Prata	Ag	107,9
Iodo	I	126,9
Mercúrio	Hg	200,6
Chumbo	Pb	207,2

* Aproximação às décimas

Ficha técnica

Título: Saber Química

Editor: Longman Moçambique

Impressão e acabamentos: Mills Litho, Maitland, Cape Town

R7692

Autores:



Ana Paula Luciano A. Camuendo

Mestre em Educação/Currículo, pela Pontifícia Universidade Católica de São Paulo, em convénio com a Universidade Pedagógica. Foi professora do ensino secundário entre 1992 e 2001.

Actualmente é docente na UP, na Faculdade de Ciências Naturais e Matemática, Delegação de Maputo, no Departamento de Química. É investigadora no Centro de Estudos e Políticas Educativas (CEPE) da UP.



Estevão Bento Cocho

Licenciado em Ensino de Química / Biologia pela Universidade Pedagógica e Bacharel em Ensino de Química / Biologia pela Faculdade de Educação da UEM.

Leccionou nos Institutos Médios Pedagógicos de Manhica e Filipe Elia Machava, de 1984 a 1994. Foi editor do livro escolar na Diname (Direcção Editorial).

Actualmente, é Técnico Pedagógico no Instituto Nacional do Desenvolvimento da Educação (INDE).

© Longman Moçambique, Lda

Avenida 24 de Julho, n.º 776

Maputo, Moçambique

Reservados todos os direitos. É proibida a reprodução desta obra por qualquer meio (fotocópia, offset, fotografia, etc.) sem o consentimento prévio da Editora, abrangendo esta proibição o texto, a ilustração e o arranjo gráfico. A violação destas regras será passível de procedimento judicial, de acordo com o estipulado no Código dos Direitos de Autor, D.L. 4 de Fevereiro de 2001.

© Maputo – 2008 Longman Moçambique, Lda., 1.ª Edição

ISBN 9780636086760

Registado no INLD sob o número: 5314/RLINLD/2008

Pág. 11 – fotografia de açúcar: Romain Behar (http://commons.wikimedia.org/wiki/Image:Sucre_blanc_cassonade_complet_rapadura.jpg); fotografia de manteiga: Garitzko (http://commons.wikimedia.org/wiki/Image:Butter_250_g.jpg); Pág. 26 Fig. 24 - http://www.sci-experiments.com/chromatography/Chromatography_Detective_files/ChromaPict8.jpg;

Pág. 101 Fig. 31: Jami Dwyer (http://commons.wikimedia.org/wiki/Image:Lacanja_burn.JPG).

SÍMBOLOS DA REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

Bandeira



Emblema



Hino Nacional

Pátria Amada

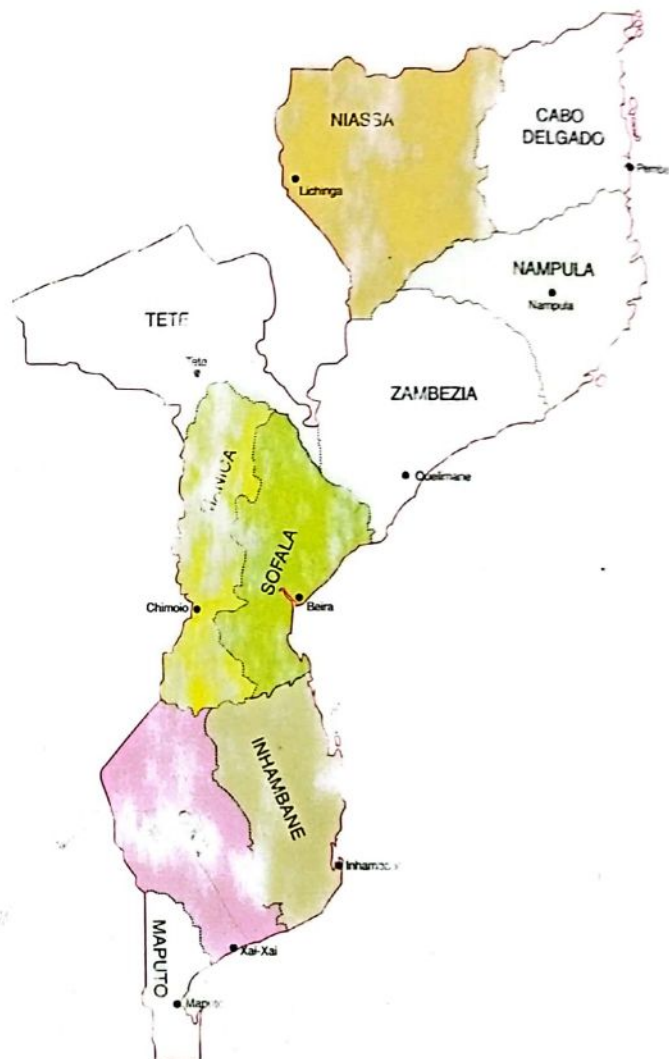
Na memória de África e do mundo
Pátria bela dos que ousaram lutar
Moçambique o teu nome é liberdade
O sol de Junho para sempre brilhará.

Coro

Moçambique nossa terra gloriosa
Pedra a pedra construindo o novo dia
Milhões de braços, uma só força
O pátria amada vamos vencer.

Povo unido do Rovuma ao Maputo
Colhe os frutos do combate pela paz
Cresce o sonho ondulado na Bandeira
E vai lavrando na certeza do amanhã.

Flores brotando no chão do teu suor
Pelos montes, pelos rios pelo mar
Nós juramos por ti, ó Moçambique.
Nenhum tirano nos irá escravizar.



ISBN 978-0-635-08676-0



9 780636 086760



Longman
Moçambique