

DE ACORDO COM
O NOVO PROGRAMA

9

9.^a classe



Ministério
da Educação

José António P. de Barros



Química

 **PLURAL**
EDITORES
GRUPO PORTO EDITORA

LIVRO DO ALUNO

9.^a classe

José António P. de Barros

Química

 **PLURAL**
EDITORES
GRUPO PORTO EDITORA



ISBN 978-989-611-119-9

APRESENTAÇÃO

Caro aluno

A ideia de que as diferentes formas, cores e estruturas do nosso mundo vivo e inanimado se deve à combinação de cerca de 111 elementos diferentes é certamente fascinante. Na verdade, é graças ao trabalho dos cientistas que, baseados em investigações do Mundo em que vivemos, somos capazes de conhecer cada vez mais os seus mistérios, desvendando-os. Assim, foram descobertos os átomos dos elementos e as suas mais diversificadas formas de combinações.

É com base na ciência Química que se desenvolveram as diferentes teorias patentes neste livro. Nele irás conhecer melhor:

- ✓ Os principais compostos inorgânicos – óxidos, ácidos, bases e sais;
- ✓ A perspectiva histórica e evolutiva dos modelos atômicos até aos dias de hoje;
- ✓ Os átomos dos elementos, a sua constituição e os compostos por eles formados com base em combinações diferenciadas;
- ✓ A Tabela Periódica dos Elementos como uma forma de dispor sistematicamente os elementos em função das suas propriedades;
- ✓ A sistematização dos elementos e compostos com base em características comuns;
- ✓ As diferentes formas de combinação entre átomos e as suas principais características;
- ✓ As leis que regem as formas e os fenómenos anteriormente citados.

O estudo da forma como os átomos e as partículas atômicas se combinam e da quebra de ligações nas moléculas para formar novas estruturas constitui um importante contributo para uma constante evolução do nosso Mundo. Neste sentido, o trabalho dos cientistas, que se consagra em novas descobertas, muito tem contribuído para o desenvolvimento do conhecimento científico que temos sobre o universo.

Este livro está construído de forma que possas, activamente, descobrir alguns dos mistérios do nosso Mundo, identificando-os e resolvendo-os, com base em exercícios e projectos interessantes e em experiências fascinantes.

Se usares este livro com carinho e dedicação, estarás a dar os primeiros passos para ajudar a conhecer cada vez mais e melhor este cosmos que todos os dias nos surpreende.

O autor

ÍNDICE

1

1. CLASSES PRINCIPAIS DOS COMPOSTOS INORGÂNICOS

- 10 1. ÓXIDOS
- 10 1.1. Composição, classificação e nomenclatura dos óxidos
- 13 1.2. Propriedades químicas e aplicações dos óxidos
- 18 2. ÁCIDOS
- 18 2.1. Definição de ácido segundo Arrhenius e sua composição
- 21 2.2. Classificação e nomenclatura dos ácidos
- 23 2.3. Propriedades químicas dos ácidos
- 26 3. BASES
- 26 3.1. Propriedades, obtenção e aplicações das bases
- 27 3.2. Definição de base segundo Arrhenius
- 28 3.3. Composição, classificação e nomenclatura das bases
- 29 3.4. Propriedades químicas das bases
- 31 4. INDICADORES ÁCIDO-BASE E ESCALA pH
- 31 4.1. Indicadores ácido-base: conceito e classificação
- 35 4.2. Acção dos ácidos e das bases sobre os indicadores naturais
- 37 5. SAIS
- 37 5.1. Ocorrência e importância dos sais
- 38 5.2. Definição, composição, classificação e nomenclatura dos sais
- 42 5.3. Propriedades químicas dos sais e das suas soluções
- 44 5.4. Relações entre óxidos, bases, ácidos e sais

2

2. ESTRUTURA ATÔMICA E TABELA PERIÓDICA

- 59 1. HISTÓRIA DA TEORIA ATÔMICA
- 58 1.1. Modelo atômico de Dalton
- 59 1.2. Modelo atômico de Thomson
- 59 1.3. Modelo atômico de Rutherford
- 61 1.4. Modelo atômico de Bohr
- 62 1.5. Isótopos
- 65 2. A CONSTITUIÇÃO DA ELECTROSFERA E A ORDENAÇÃO DOS ELECTRÕES
- 70 3. HISTÓRIA DA TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS
- 73 4. CONSTITUIÇÃO DA TABELA PERIÓDICA E ESTRUTURA ATÔMICA
- 77 5. REGULARIDADES DA TABELA PERIÓDICA
- 77 5.1. Valência dos elementos
- 79 5.2. Carácter metálico e não metálico
- 81 5.3. Electronegatividade (E_N)
- 81 5.4. Energia de ionização (E_i) – capacidade de formar iões
- 82 5.5. Capacidade de formar óxidos, ácidos e bases
- 83 5.6. Raio atômico (r_A)

3

3. LIGAÇÃO QUÍMICA

- 88 1. O CONCEITO DE LIGAÇÃO QUÍMICA
- 90 2. A TEORIA DOS GASES NOBRES, A REGRA DO OCTETO E AS ESTRUTURAS DE LEWIS
- 90 2.1. A teoria dos gases nobres
- 91 2.2. As estruturas de Lewis
- 93 3. TIPOS DE LIGAÇÃO QUÍMICA
- 93 3.1. A ligação covalente
- 97 3.2. A ligação iónica e a rede cristalina iónica
- 100 3.3. A ligação metálica e a rede cristalina metálica
- 102 4. ESTRUTURAS CRISTALINAS – ARRANJOS PERIÓDICOS DOS ÁTOMOS

4

4. O CLORO E OS ELEMENTOS DO VII GRUPO PRINCIPAL

- 108 1. OS ELEMENTOS DO VII GRUPO PRINCIPAL DA TABELA PERIÓDICA
- 109 2. OCORRÊNCIA DOS HALOGENEIOS NA NATUREZA
- 110 3. PROPRIEDADES FÍSICAS DOS HALOGENEIOS
- 111 4. PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS HALOGENEIOS
- 112 5. O CLORO COMO REPRESENTANTE DO VII GRUPO PRINCIPAL
- 112 5.1. Propriedades físicas do cloro
- 112 5.2. Obtenção industrial e laboratorial do cloro
- 113 6. APLICAÇÕES DO FLUÓR, DO CLORO, DO BROMO E DO IODO
- 115 7. COMPOSTOS DE CLORO, BROMO E IODO
- 115 7.1. Haletos de hidrogénio
- 116 7.2. Cloreto de sódio: obtenção e aplicações
- 117 7.3. Identificação dos iões halogenetos
- 118 8. NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX): CONCEITO E REGRAS PARA A SUA DETERMINAÇÃO
- 118 8.1. Número de oxidação
- 119 8.2. Regras para a determinação do número de oxidação (nox)
- 120 9. REACÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO OU REACÇÕES REDOX

5

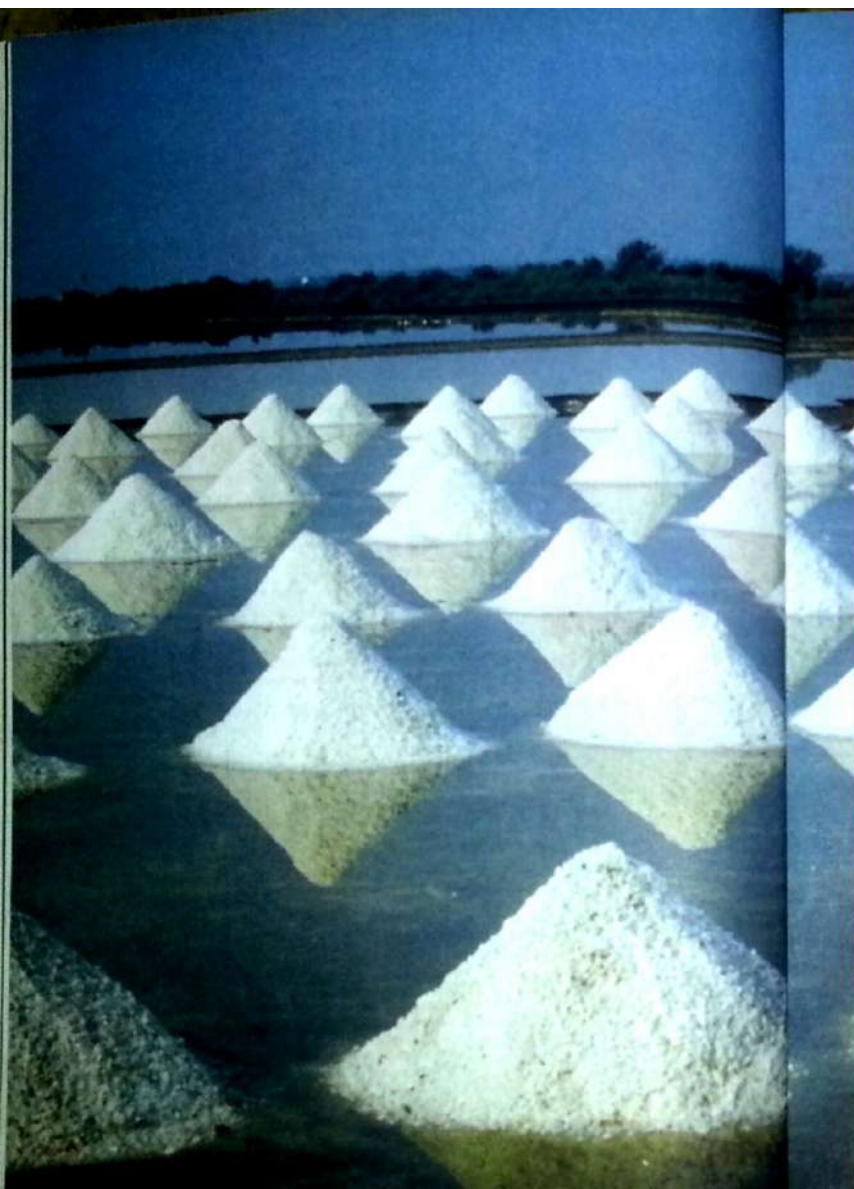
5. O ENXOFRE E OS ELEMENTOS DO VI GRUPO PRINCIPAL

- 128 1. INTRODUÇÃO
- 129 2. OS ELEMENTOS DO VI GRUPO PRINCIPAL NA TABELA PERIÓDICA
- 131 3. OCORRÊNCIA DOS ELEMENTOS DO VI GRUPO PRINCIPAL NA NATUREZA
- 132 4. O ENXOFRE COMO REPRESENTANTE DO VI GRUPO PRINCIPAL
- 132 4.1. Obtenção industrial do enxofre
- 133 4.2. Propriedades físicas do enxofre
- 133 4.3. Propriedades químicas do enxofre
- 134 4.4. Aplicações do enxofre
- 135 5. COMPOSTOS DE ENXOFRE
- 135 5.1. Sulfureto de hidrogénio ou ácido sulfídrico
- 137 5.2. Óxidos ácidos e sais oxigenados de enxofre
- 139 5.3. O trióxido de enxofre, o ácido sulfúrico e os seus sais
- 142 6. CINÉTICA QUÍMICA
- 143 6.1. Velocidade das reacções químicas e teoria das colisões
- 145 6.2. Factores que influenciam a velocidade das reacções químicas

6

6. O NITROGÉNIO E OS ELEMENTOS DO V GRUPO PRINCIPAL

- 158 1. INTRODUÇÃO
- 159 2. OS ELEMENTOS DO V GRUPO PRINCIPAL DA TABELA PERIÓDICA – ESTRUTURA E PROPRIEDADES
- 160 3. O NITROGÉNIO COMO REPRESENTANTE DO V GRUPO PRINCIPAL
- 160 3.1. Ocorrência do nitrogénio na Natureza
- 161 3.2. Obtenção industrial e laboratorial do nitrogénio
- 162 3.3. Propriedades físicas e químicas do nitrogénio
- 163 3.4. Aplicações do nitrogénio
- 164 4. COMPOSTOS DE NITROGÉNIO
- 164 4.1. Amónia: obtenção, propriedades e aplicações
- 167 4.2. Óxidos de nitrogénio
- 167 4.3. Ácidos de nitrogénio, HNO_2 e HNO_3 , e respectivos sais
- 170 5. FÓSFORO E SEUS COMPOSTOS
- 170 5.1. Ocorrência do fósforo na Natureza
- 171 5.2. Óxidos, ácidos e sais de fósforo
- 172 6. FERTILIZANTES OU ADUBOS
- 172 6.1. Classificação dos fertilizantes
- 174 6.2. Aplicação de fertilizantes
- 175 6.3. Fases de aplicação dos adubos
- 175 6.4. Poluição do solo: quais as causas e efeitos e como preveni-la
- 176 7. REACÇÕES REVERSÍVEIS E EQUILÍBRIO QUÍMICO
- 176 7.1. Reacções químicas reversíveis
- 177 7.2. Equilíbrio químico
- 179 7.3. Sistemas químicos e sua classificação
- 180 7.4. Factores que influenciam o estado de equilíbrio químico e o princípio de Le Chatelier
- 183 7.5. Aplicações das reacções de equilíbrio químico no quotidiano



1

CLASSES PRINCIPAIS DOS COMPOSTOS INORGÂNICOS

1. ÓXIDOS

- 1.1. Composição, classificação e nomenclatura dos óxidos
- 1.2. Propriedades químicas e aplicações dos óxidos

2. ÁCIDOS

- 2.1. Definição de ácido segundo Arrhenius e sua composição
- 2.2. Classificação e nomenclatura dos ácidos
- 2.3. Propriedades químicas dos ácidos

3. BASES

- 3.1. Propriedades, obtenção e aplicações das bases
- 3.2. Definição de base segundo Arrhenius
- 3.3. Composição, classificação e nomenclatura das bases
- 3.4. Propriedades químicas das bases

4. INDICADORES ÁCIDO-BASE E ESCALA pH

- 4.1. Indicadores ácido-base: conceito e classificação
- 4.2. Ação dos ácidos e das bases sobre os indicadores naturais

5. SAIS

- 5.1. Ocorrência e importância dos sais
- 5.2. Definição, composição, classificação e nomenclatura dos sais
- 5.3. Propriedades químicas dos sais e das suas soluções
- 5.4. Relações entre óxidos, bases, ácidos e sais

1

CLASSES PRINCIPAIS DOS COMPOSTOS INORGÂNICOS

Vou aprender

- O que são óxidos, ácidos, bases e sais: propriedades, classificação e nomenclatura
- A relação entre óxidos, bases, ácidos e sais
- Quais os iões responsáveis pelas propriedades ácidas e básicas e o carácter químico das soluções usando indicadores naturais e artificiais
- A escrever e acertar equações das reacções químicas relacionadas com as propriedades químicas destas classes de substâncias
- Quais as propriedades dos óxidos metálicos
- Qual a acção das soluções ácidas e básicas sobre os indicadores naturais

1. Óxidos

1.1. Composição, classificação e nomenclatura dos óxidos

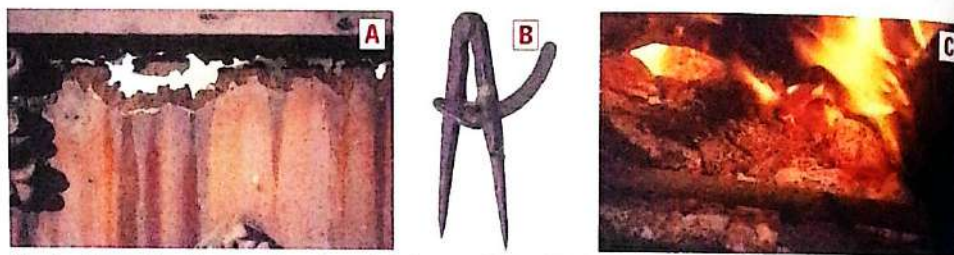


Fig. 1 – Exemplos de reacções do oxigénio com: (A) e (B) o ferro; (C) a lenha.

Já sabes da 8.^a classe que a reacção do oxigénio com substâncias como o ferro, o carvão ou a lenha, o enxofre e outros combustíveis leva à obtenção de novas substâncias como a ferrugem, o dióxido de carbono, o dióxido de enxofre, respectivamente, e a água. Por exemplo, como se pode ver nas figuras 1A, B e C, pelo enferrujamento e pelas queimadas são produzidos óxidos como a ferrugem (óxido de ferro(III)) e o dióxido de carbono.

Apesar de estas substâncias serem todas diferentes, elas apresentam algo em comum: resultam de reacções de oxidação e são todas formadas pela combinação de um elemento com o oxigénio. No caso da oxidação do ferro forma-se a ferrugem (Fe_2O_3), no caso do carvão o dióxido de carbono (CO_2), no caso do enxofre o dióxido de enxofre (SO_2) e no caso dos combustíveis comuns, além do CO_2 , também se forma água (H_2O). Tais substâncias, apesar de possuírem nomes próprios, são designadas genericamente por **óxidos**. Isto é, pertencem a uma mesma classe de substâncias químicas – a classe dos óxidos. A definição sobre o que são óxidos é, portanto, tua conhecida.

Óxidos são compostos binários formados por oxigénio e um outro elemento.

Também sabes da 8.^a classe que, dependendo do tipo de elemento que se encontra ligado ao oxigénio, o **óxido** poderá ser:

- **Óxido metálico** – como são os seguintes casos: MgO , CaO , CuO , Na_2O , Fe_2O_3 .
- **Óxido não metálico** – como são os seguintes casos: SO_2 , SO_3 , P_2O_5 , NO_2 , CO_2 .

Dependendo do elemento ao qual o oxigénio se liga para formar o óxido, podemos diferenciar os óxidos em metálicos e não metálicos.

► Nomenclatura dos óxidos

Entende-se neste caso por nomenclatura o conjunto de normas que regulam a atribuição de nomes científicos. No caso da Química, a atribuição de nomes é feita usando-se nomenclaturas diferenciadas.

A função primária da nomenclatura química é garantir que a pessoa que escuta ou lê um nome químico não tenha dúvidas quanto ao composto químico a que se refere: cada nome deve-se reportar a uma única substância, sendo preferível que o nome contenha alguma informação sobre a estrutura química do composto.

A nomenclatura a ser utilizada depende do público-alvo: não existe uma única forma **correcta**, mas apenas formas diferentes que são mais ou menos apropriadas para diferentes circunstâncias.

Um nome comum muitas vezes será suficiente para identificar um composto num conjunto particular de circunstâncias.

Óxidos metálicos

Também já sabes da 8.^a classe que, de um modo geral, a nomenclatura moderna dos óxidos é feita em função do número de átomos de cada elemento na fórmula do óxido.

- Primeiro designa-se por **óxido de**.
- Depois coloca-se o **nome do metal**, caso o catião apresente somente uma carga (somente um número de oxidação ou uma valência).
- Caso o elemento apresente mais de uma valência (se não tiver número de oxidação fixo ou valência fixa), poderemos utilizar **óxido de + nome do elemento + carga do elemento em numeração romana entre parênteses**.

Exemplos:

CATIÃO METÁLICO	ANIÃO ÓXIDO	ÓXIDO FORMADO	NOME DO ÓXIDO
K ⁺	O ²⁻	K ₂ O	Óxido de potássio
Zn ²⁺		ZnO	Óxido de zinco
Al ³⁺		Al ₂ O ₃	Óxido de alumínio
Fe ²⁺		FeO	Óxido de ferro(II)
Fe ³⁺		Fe ₂ O ₃	Óxido de ferro(III)
Cu ⁺		Cu ₂ O	Óxido de cobre(I)
Cu ²⁺		CuO	Óxido de cobre(II)
Sn ²⁺		SnO	Óxido de estanho(II)
Sn ⁴⁺		SnO ₂	Óxido de estanho(IV)
Pb ²⁺		PbO	Óxido de chumbo(II)
Pb ⁴⁺		PbO ₂	Óxido de chumbo(IV)

- Pode-se também fazer uso dos sufixos **-ico** (maior valência) e **-oso** (menor valência), para o caso de o elemento apresentar duas valências.

CATIÃO METÁLICO	ANIÃO ÓXIDO	ÓXIDO FORMADO	NOME DO ÓXIDO
Fe^{2+}	O^{2-}	FeO	Óxido ferroso
Fe^{3+}		Fe_2O_3	Óxido férrico
Cu^+		Cu_2O	Óxido cuproso
Cu^{2+}		CuO	Óxido cúprico
Sn^{2+}		SnO	Óxido estanoso
Sn^{4+}		SnO_2	Óxido estânico
Pb^{2+}		PbO	Óxido plumboso
Pb^{4+}		PbO_2	Óxido plúmbico

Óxidos não metálicos

- Primeiro indica-se o número de átomos de oxigénio no óxido usando prefixos gregos (**mono-**, **di-**, **tri-**, **tetra-**, **penta-**, ...).
- Depois acrescenta-se a palavra **óxido**.
- Seguidamente, indica-se o número de átomos do não-metal no óxido usando prefixos gregos (**mono-**, **di-**, **tri-**, **tetra-**, **penta-**, ...).
- Finalmente cita-se o nome do **não-metal**.

Exemplos:

ÁTOMO NÃO METÁLICO	ÓXIDO FORMADO	NOME DO ÓXIDO
C	CO	Monóxido de carbono
C	CO_2	Dióxido de carbono
S	SO_2	Dióxido de enxofre
S	SO_3	Trióxido de enxofre
N	NO	Monóxido de nitrogénio
N	N_2O_3	Trióxido de dinitrogénio
N	NO_2	Dióxido de nitrogénio
P	P_2O_5	Pentóxido de difósforo

- Alguns óxidos não metálicos formam ácidos quando em solução aquosa – recebem a designação de **anidridos**.

Exemplos:

FÓRMULA DO ÓXIDO	DESIGNAÇÃO
SO_2	Anidrido sulfuroso
SO_3	Anidrido sulfúrico
CO_2	Anidrido carbónico

- Alguns óxidos, tanto metálicos como não metálicos, recebem nomes especiais, que nada têm a ver com a fórmula do óxido.

Exemplos:

FÓRMULA DO ÓXIDO	DESIGNAÇÃO
CaO	Cal viva ou cal virgem
BaO	Barita
MgO	Magnésia
SiO ₂	Silica, areia ou quartzo
N ₂ O	Gás hilariante
Al ₂ O ₃	Alumina

1.2. Propriedades químicas e aplicações dos óxidos

Como já estás na 9.^a classe, vais conhecer um pouco mais sobre os compostos desta enorme classe de substâncias químicas, aprendendo, por exemplo, a diferenciá-los correctamente, com base na estrutura e nas propriedades químicas que apresentam e a entender melhor as aplicações que daí advêm.

Óxidos básicos

Certos óxidos metálicos são designados por **básicos**. A cal viva, nome vulgar do óxido de cálcio, é um exemplo concreto disso.



Fig. 2 – Cal viva (CaO).

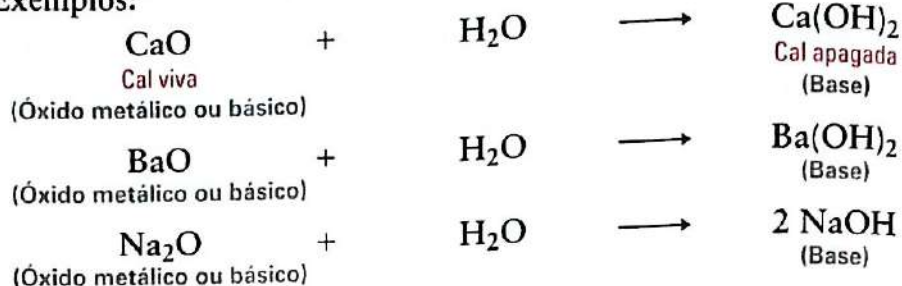


Fig. 3 – Cal apagada (Ca(OH)₂).

A cal viva é muito conhecida pelas aplicações que tem na construção civil, na indústria do vidro e na agricultura como reguladora da acidez dos solos. Este óxido é básico porque é uma substância iónica que, quando misturada com água, conduz à formação de iões OH⁻ (ião hidróxido), os quais conferem as propriedades básicas à emulsão que se forma. Esta emulsão, designada por cal apagada, é muitas vezes usada para caiar paredes na construção civil.

Outros óxidos metálicos ao serem misturados com a água comportam-se como a cal viva, originando emulsões ou mesmo até soluções com propriedades acentuadamente básicas.

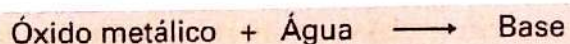
Exemplos:



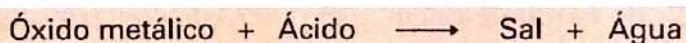
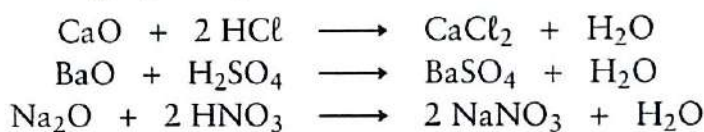
BaO – óxido de bário (barita): é muito utilizado na produção de detergentes.

Na₂O – óxido de sódio: é utilizado em vidraria e em materiais cerâmicos.

Genericamente, os óxidos dos metais alcalinos e os dos metais alcalino-terrosos (grupos 1 e 2 da Tabela Periódica dos Elementos, respectivamente) são fortemente básicos. Isto é, reagem com a água formando uma base.



Estes óxidos têm outra particularidade: reagem com ácidos formando um sal e água, isto é, neutralizam o ácido.



Reacção de neutralização

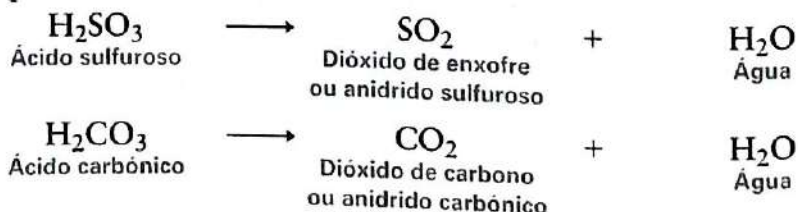
Óxidos ácidos

Alguns óxidos formados pelo oxigénio e certos não-metais, como, por exemplo, C, N, P, S e Cl, são também conhecidos como **óxidos ácidos**, pois ao reagirem com a água formam **soluções ácidas**. As soluções ácidas são aquelas que contêm iões H⁺ (iões hidrogénio).

Óxidos ácidos são óxidos não metálicos que ao reagirem com a água formam soluções ácidas, isto é, soluções que contêm iões H⁺ que conferem as propriedades ácidas à solução.

Alguns óxidos ácidos resultam da desidratação (perda de água) dos respectivos ácidos e, por isso, são chamados **anidridos de ácidos**.

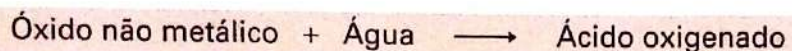
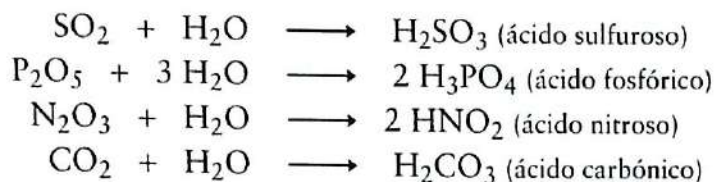
Exemplos:



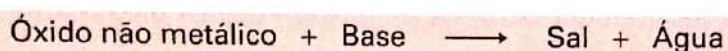
No último exemplo pode verificar-se que o ácido carbónico se decompõe em dióxido de carbono e água.

Este fenómeno acontece com frequência quando, por exemplo, agitas uma garrafa que contém refrigerante. O dióxido de carbono escapa sob a forma gasosa e o refrigerante deixa de ter aquele sabor agradável. Já alguma vez experimentaste? Experimenta em casa e confirma!

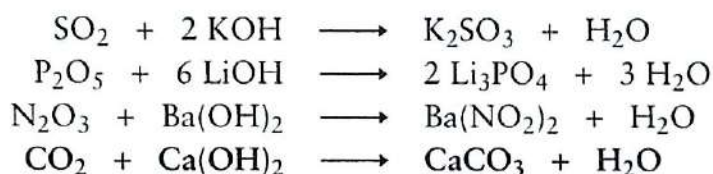
Assim, deves ter verificado que os óxidos ácidos podem ser obtidos de ácidos oxigenados. Então, é fácil concluir que tais óxidos reagem com água formando um ácido oxigenado, como se pode ver nos exemplos seguintes:



Os óxidos ácidos também podem reagir com bases. Neste caso, forma-se um sal e água.



É interessante, não é? Já reparaste que esta reacção é similar à que ocorre entre os óxidos básicos e os ácidos? Enquanto os óxidos básicos são neutralizados pelos ácidos, os óxidos ácidos neutralizam as bases. Presta atenção aos seguintes exemplos:



Reacções de neutralização

Como podes constatar, os óxidos constituem uma grande classe de compostos inorgânicos na Química, pois a maioria dos elementos químicos formam óxidos. A areia que bem conheces é também constituída maioritariamente por SiO_2 , que é o dióxido de silício. O SiO_2 não é nem ácido nem básico.

Alguns exemplos de óxidos com os quais convivemos no dia-a-dia, além da areia, são: a ferrugem (óxido de ferro(III)), o gás carbónico (dióxido de carbono) e a cal viva (óxido de cálcio).

Por exemplo, o gás carbónico é muito usado na indústria de produção de refrigerantes e de extintores. Também entra na constituição dos famosos comprimidos efervescentes de vitamina C.



Fig. 5 – Aplicações do gás carbónico: (A) refrigerantes; (B) extintores; (C) comprimidos efervescentes de vitamina C.

O último exemplo é particularmente interessante pois representa a equação química que ocorre entre a cal apagada e o dióxido de carbono do ar no processo de caiar paredes ou no endurecimento da argamassa. Além da água, forma-se o carbonato de cálcio que é um sal pouco solúvel em água!



Fig. 4 – Escultura à base de areia (SiO_2) feita na praia.

Por seu turno, a cal viva e a areia são muito usadas na construção civil, em aterros, na produção de betão, cimento, argamassas, produtos de cerâmica e também no fabrico de vidro.



Fig. 6 – Aplicações da cal viva e da areia: (A) betão; (B) cimento; (C) cerâmica e (D) vidro.

Actividades

1. Descobre no texto os óxidos mais conhecidos e suas aplicações.
2. Porque são designados por básicos certos óxidos metálicos?
3. Porque são designados por ácidos certos óxidos não metálicos?
4. O que são anidridos?
5. Selecciona a afirmação correcta.
Os óxidos metálicos quando reagem com a água formam:
(A) Sais e água.
(B) Óxidos básicos.
(C) Bases.
(D) Ácidos.
6. Escreve a equação da reacção de desidratação do ácido sulfuroso.
7. Escreve a equação da reacção de decomposição do ácido contido num refrigerante.
8. Completa correctamente as seguintes equações químicas:
 $\text{CaO(s)} + \text{---} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(aq)}$
 $\text{---} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3\text{(aq)}$
 $\text{Ba(OH)}_2\text{(s)} + \text{---} \rightarrow \text{BaSO}_4\text{(s)} + \text{---}$
9. Escreve as fórmulas dos ácidos dos seguintes anidridos: SO_3 , P_2O_5 e NO_2 .
10. Escreve a equação da reacção de neutralização da cal viva pelo ácido sulfúrico.
11. Escreve a equação da reacção de neutralização do anidrido carbónico pela cal apagada.
12. O que acontece à cal apagada quando exposta ao ar atmosférico em paredes caiadas?

Mas atenção, nem todos os óxidos são ácidos ou básicos!

O monóxido de carbono (CO) não é ácido nem básico, sendo, no entanto, tal como o carbono, um agente redutor muito útil na indústria química. Por exemplo, ele é capaz de retirar o oxigénio de muitos compostos em processos industriais, formando dióxido de carbono. Por isso, ele é utilizado na produção de ferro e de outros metais a partir dos seus minérios.

Porém, o monóxido de carbono é um gás inflamável, incolor, inodoro e muito perigoso devido à sua toxicidade. É expelido pelos motores dos carros por combustão incompleta, mas também pode ser produzido quando se queima lenha ou carvão em ambientes com pouco oxigénio. Em Moçambique já aconteceu famílias terem morrido por ingestão deste gás dentro de casa durante as noites de Inverno, enquanto dormiam. A sua toxicidade reside no facto de formar com a hemoglobina do sangue um composto mais estável do que esta com o oxigénio, impedindo este último de chegar às células.

A exposição a doses relativamente elevadas em pessoas saudáveis pode provocar problemas de visão, redução da capacidade de trabalho, redução da destreza manual, diminuição da capacidade de aprender, dificuldade na resolução de tarefas complexas ou até mesmo causar a morte. A ingestão de monóxido de carbono através do tabagismo também causa efeitos muito negativos no organismo humano.

Como podes depreender do exemplo anterior, apesar dos óxidos serem importantes pelas variadíssimas aplicações que têm, devemos manuseá-los com cuidado pois estes, quando mal usados, podem causar danos à Natureza e a nós próprios.

Por exemplo, todos sabemos que o dióxido de carbono é um dos principais gases que contribuem para o aquecimento global (resultante do aumento do efeito de estufa).



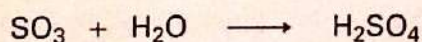
Fig. 7 – Poluição atmosférica causada pela indústria.

Outros gases, como os óxidos de nitrogénio (NO e NO_2) e de enxofre (SO_2 e SO_3), também podem ser prejudiciais à Natureza e ao ser humano, pois, devido ao seu carácter ácido, podem reagir com a água atmosférica e precipitar sob a forma de chuvas ácidas, que irão acidificar os solos, as águas dos rios e lagos e prejudicar as plantas, os animais, os seres humanos e até mesmo danificar edifícios e monumentos.



Fig. 9 – Esquema explicativo da formação das chuvas ácidas.

Quando o SO_3 é emitido pelas indústrias para a atmosfera reage com o vapor de água das nuvens e pode precipitar sob a forma de chuva contendo ácido sulfúrico. Esta é denominada chuva ácida.



Os óxidos ácidos são normalmente emitidos pelos automóveis e pelas indústrias para a atmosfera, onde acabam por reagir com a água, transformando-se nos respectivos ácidos. Pode-se, pois, dizer que os principais gases que provocam chuvas ácidas são óxidos ácidos, nomeadamente, NO , NO_2 , SO_2 , SO_3 e CO_2 .

Por outro lado, um mau uso do óxido de cálcio ou de outros óxidos básicos pode tornar os solos alcalinos, prejudicando de igual modo o desenvolvimento das plantas.



Fig. 8 – Consequências das chuvas ácidas: (A) destruição das florestas; (B) danificação de monumentos.

Actividades

1. Em 10 linhas expõe o que pensa sobre os efeitos das queimadas e da queima de combustíveis pelos automóveis e pelas indústrias.
2. Quais são as principais causas do aquecimento global?
3. O que são chuvas ácidas?
4. Quais são os principais óxidos que causam as chuvas ácidas?
5. O que farias se verificasses que um determinado solo para a agricultura estivesse muito ácido?
6. Por que razão em cidades muito industrializadas não é aconselhável construir monumentos nem estátuas feitas de mármore?
7. Completa o seguinte parágrafo usando as palavras apropriadas.
Os óxidos ácidos principais causadores das _____ são _____. As chuvas ácidas formam-se na _____ pela combinação entre _____ e a _____. A chuva é muito importante para a agricultura e outras actividades humanas e mesmo até para a Natureza em geral. Porém, se a chuva for _____, ela é prejudicial, pois pode _____ florestas, matar os _____ dos rios e lagos e até mesmo _____ edifícios construídos à base de mármore. Os países _____ são os que mais contribuem para a formação de chuvas ácidas por expelirem muitos _____ para a _____.
8. Selecciona a afirmação correcta. Os óxidos responsáveis pelas chuvas ácidas são:
(A) SO_2 , BaO , NO_2 , NO , SO_3 .
(B) NO , NO_2 , SO_2 , SO_3 , CO .
(C) NO , NO_2 , SO_2 , SO_3 , CO_2 .
(D) NO , Na_2O , SO_2 , SO_3 , CO_2 .

Sabias que...

... houve tempos em que se usava canalização à base de tubos de chumbo e que já não se usa porque, em contacto com a água ácida, este metal dissolve-se lentamente, causando intoxicação às pessoas?

... não se deve deixar sumos, frutas abertas ou mesmo alimentos destapados na geladeira porque os ácidos contidos nestes alimentos podem interagir com o material da geladeira e provocar intoxicação alimentar?

2. Ácidos

2.1. Definição de ácido segundo Arrhenius e sua composição



Fig. 10 – Substâncias ácidas usadas no dia-a-dia: (A) frutos; (B) cosméticos; (C) margarina; (D) vinagre.

Sabias que já conheces e usas muitos ácidos? Muitas substâncias tuas conhecidas são ácidos e algumas misturas contêm ácidos na sua constituição. Os frutos, muitos cosméticos, a margarina e o vinagre, tão importantes na nossa alimentação, e até mesmo animais e plantas são constituídos por ácidos.



Fig. 11 – Formigas.



Fig. 12 – Abelhas.



Fig. 13 – Urtigas.

Já alguma vez foste picado por uma formiga das mangueiras ou por uma abelha? Ou então, ao brincaremos no campo, já alguma vez tocaste em plantas que causam irritação na pele? Muito bem, pela picada das abelhas e de certas formigas ocorre a injeção de ácido fórmico, ocasionando a dor que sentimos. A irritação que sentimos na pele quando, por exemplo, tocamos na urtiga é igualmente devida à presença do ácido fórmico nessa planta. E que tal algo de mais agradável, como um sumo de limão gelado ou um cacho de uvas? Ambos contêm ácidos na sua composição – ácido cítrico e ácido tartárico, respectivamente.

Como vês, já conheces muitos ácidos! Muitas substâncias apresentam um sabor azedo (ácido). A maioria dos frutos, o vinagre e o iogurte são exemplos de misturas que contêm ácidos na sua composição. A palavra ácido provém do latim *acidus* e significa azedo ou picante.

Em muitos frutos como o limão encontra-se o ácido cítrico; no vinagre está contido o ácido acético; no iogurte e no leite encontramos o ácido láctico; nas uvas o ácido tartárico, etc. Muitos desses ácidos possuem estruturas complexas. Irás conhecê-los melhor poste-

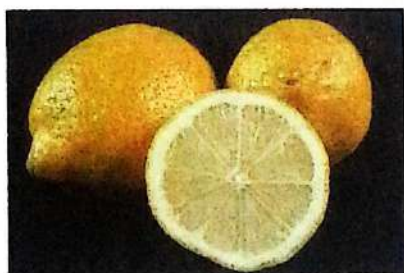


Fig. 14 – O sumo de limão contém ácido cítrico.



Fig. 15 – As uvas contêm ácido tartárico na sua composição.

riormente. Tal como os óxidos, os ácidos formam uma importante classe de compostos químicos. Alguns desses ácidos são muito importantes pois são usados com muita frequência nos laboratórios e na indústria. Tais ácidos são, por exemplo: o ácido sulfúrico (H_2SO_4), o ácido sulfuroso (H_2SO_3), o ácido nítrico (HNO_3), o ácido clorídrico (HCl), o ácido carbónico (H_2CO_3) e o ácido fosfórico (H_3PO_4). As imagens seguintes exemplificam algumas das aplicações dos ácidos.



Fig. 16 – Aplicações dos ácidos: (A) açúcar refinado; (B) adubos; (C) tintas; (D) detergentes; (E) baterias; (F) explosivos; (G) medicamentos; (H) nylon; (I) rações para animais.

Na tabela que se segue indicam-se alguns ácidos e as suas aplicações específicas.

FÓRMULA	NOME	ALGUMAS APLICAÇÕES	
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	Produção de adubos Produção de tintas Produção de plásticos Produção de detergentes	Refinação de açúcar Produção de baterias Produção de papel Produção de explosivos
HNO_3	Ácido nítrico	Produção de adubos Produção de corantes	Produção de tecidos (<i>nylon</i>) Produção de explosivos (TNT)
HCl	Ácido clorídrico	Produção de medicamentos Limpeza de edifícios	Soldadura (limpeza de superfícies metálicas)
H_3PO_4	Ácido fosfórico	Produção de fertilizantes Indústria de bebidas Produção de detergentes	Indústria de rações Produção de medicamentos

Pois bem, vamos agora tentar perceber melhor a função química ou classe dos ácidos e clarificar um pouco mais alguns aspectos relacionados com a sua composição, estrutura e propriedades para podermos perceber melhor as suas aplicações.

Função química é um conjunto de substâncias com propriedades químicas semelhantes. De entre as principais funções estão os ácidos e as bases.

De um modo geral, os ácidos são caracterizados como substâncias;

- com sabor azedo;
- que conduzem a corrente eléctrica;
- que adicionadas ao mármore, ao calcário ou ao giz produzem efervescência, com libertação de gás carbónico, destruindo-os;
- que adicionadas a metais comuns produzem efervescência com libertação de hidrogénio e corrosão do metal.

Estas propriedades que os ácidos apresentam são designadas por comuns.



Fig. 17 – Svante August Arrhenius (1859-1927).

A Teoria de Arrhenius – definição e composição dos ácidos

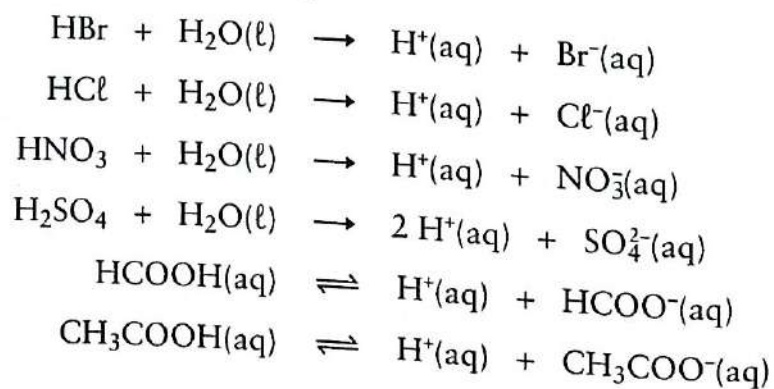
Svante August Arrhenius (1859-1927), químico sueco, recebeu o Prémio Nobel da Química em 1903 em reconhecimento dos serviços extraordinários para o avanço da Química pela sua teoria electrolítica da dissociação. A sua teoria defende que, nas dissoluções electrolíticas, determinados compostos químicos dissolvidos se dissociam em iões, tornando-se deste modo condutores da corrente eléctrica.

Foi nesse contexto que Arrhenius observou que substâncias já conhecidas, como o sal de cozinha (NaCl – cloreto de sódio), se dissolviam em água, formando iões, conduzindo deste modo a electricidade. Observando mais substâncias, entre as quais certos ácidos comuns já conhecidos, Arrhenius concluiu que as moléculas de HCl e de outros ácidos também eram quebradas pela água, originando uma **solução iónica** ou **electrolítica**, isto é, se dissociavam em água formando iões.

A descoberta mais importante para a sua teoria sobre ácidos foi que os ácidos comuns apresentavam todos o mesmo comportamento químico, pois todos eles se dissociavam na água originando iões H^+ e iões negativos, constituídos pelo que resta do ácido, **que se movimentam livremente na solução**. Assim, definiu o conceito de ácido do seguinte modo:

Ácidos são substâncias que em solução aquosa se dissociam originando catiões H^+ e aniões, constituídos pelo que resta do ácido.

Observa os seguintes exemplos:



Assim, de uma forma geral, os ácidos podem ser representados pela fórmula H_nR .

Quando em solução aquosa, os ácidos dissociam-se da seguinte forma:



sendo na fórmula geral:

- **H** o átomo de hidrogénio na molécula de ácido;
- **n** o número de catiões hidrogénio que o ácido pode ceder, correspondente à valência do que resta da constituição do ácido;
- **R** o anião constituído pelo que resta do ácido ou radical ácido.

2.2. Classificação e nomenclatura dos ácidos

Como podes ter notado nos exemplos anteriores, todos os ácidos apresentam na sua estrutura hidrogénio dissociável. No entanto, se observarmos com mais atenção, facilmente se nota que existem muitos critérios que permitem a sua classificação.

Assim, é possível classificar os ácidos segundo os seguintes critérios:

- O número de catiões hidrogénio (H^+) que podem ceder por cada molécula de ácido.

Se da dissociação resultar(em):

- ✓ Somente um catião H^+ , o ácido é designado **monoácido** – por exemplo, o HCl .
- ✓ Dois catiões H^+ , o ácido é designado por **diácido** – por exemplo, o H_2SO_4 .
- ✓ Três catiões H^+ , o ácido é designado por **triácido** – por exemplo, o H_3PO_4 .
- O número de elementos diferentes que constituem a molécula de ácido.

Consoante o número de elementos químicos diferentes que existem na molécula de ácido, estes podem ser:

- ✓ **Binários**, se forem constituídos somente por dois elementos diferentes – por exemplo, o HCl .
- ✓ **Ternários**, se possuírem três elementos diferentes na sua molécula – por exemplo, o HNO_3 .
- ✓ **Quaternários** – se possuírem quatro elementos diferentes na sua molécula – por exemplo, o $HO-CN$.
- A presença ou ausência de oxigénio na estrutura do ácido.
 - ✓ Se o ácido não contiver oxigénio ele é designado por **hidrácido** – por exemplo, o HCl .
 - ✓ Se o ácido contiver oxigénio na sua molécula, ele é designado por **oxácido** – por exemplo, o H_2SO_4 .

Na tabela seguinte apresentam-se alguns exemplos para melhor reconheceres as diferentes classificações.

FÓRMULA DO ÁCIDO	SÍMBOLO DE DISSOCIAÇÃO	NÚMERO DE IÕES H ⁺	RADICAL ÁCIDO
HCl		1 H ⁺	Cl ⁻
HNO ₃	→	1 H ⁺	NO ₃
H ₂ SO ₄		2 H ⁺	SO ₄ ²⁻
HCOOH		1 H ⁺	HCOO ⁻
CH ₃ COOH	⇌	1 H ⁺	CH ₃ COO ⁻
H ₃ PO ₄		3 H ⁺	PO ₄ ³⁻

Repara que em certos ácidos nem todos os hidrogénios são dissociáveis na forma de H⁺. Normalmente, nos **oxácidos** só são ionizáveis os hidrogénios ligados ao átomo de oxigénio.

► Nomenclatura dos ácidos

Para nomear os ácidos também se usam regras claras.

- Primeiro, é importante verificar se a molécula apresenta ou não o elemento oxigénio, isto é, se é **hidrácido** ou **oxácido**, pois a designação depende muito da estrutura do ácido.

Nomenclatura dos hidrácidos como HCl, H₂S e HCN

- Para nomear os hidrácidos, faz-se seguir a palavra **ácido** ao nome do elemento ou ião ligado ao hidrogénio acrescentando o sufixo ou terminação **-ídrico**.

Ácido + nome do elemento ou ião ligado ao hidrogénio + sufixo -ídrico

Vejamos os exemplos da tabela seguinte.

FÓRMULA DO ÁCIDO	DESIGNAÇÃO GERAL DA CLASSE	NOME DO ELEMENTO LIGADO AO HIDROGÉNIO	SUFIXO	DESIGNAÇÃO FINAL
HCl		Cloro		Ácido clorídrico
HF		Fluor		Ácido fluorídrico
HBr		Bromo		Ácido bromídrico
HI	Ácido	Iodo	-ídrico	Ácido iodídrico
HCN		Cianeto		Ácido cianídrico
H ₂ S		Sulfureto		Ácido sulfídrico

Nomenclatura dos oxácidos como H₂SO₄, HNO₃, H₂CO₃ e HNO₂

Para nomear os **oxácidos** é muito importante verificar se o elemento central forma somente um ou mais ácidos.

Se o elemento central formar somente um ácido, então este nomeia-se do seguinte modo:

- Primeiro coloca-se a palavra **ácido**.
- Segue-se o **nome do elemento central**.
- Finalmente acrescenta-se o sufixo **-ico**.

Ácido + nome do elemento central + sufixo -ico

Exemplo: H_2CO_3 = Ácido carbónico

Se o elemento central formar dois ácidos, então:

- O ácido que possuir o elemento central com a valência mais elevada designa-se como no exemplo anterior.

Ácido + nome do elemento central + sufixo -ico

- O ácido que possuir o elemento central com a menor valência designa-se substituindo o sufixo -ico por -oso.

Ácido + nome do elemento central + sufixo -oso

A tabela abaixo é elucidativa. Nela pode ver-se que o elemento central é aquele que não é nem o oxigénio nem o hidrogénio.

Atenção! Não te admires do nome **sulfur** para o enxofre. Recorda-te de teres aprendido na 8.^a classe que alguns nomes dos elementos provêm do latim.

FÓRMULA DO ÁCIDO	DESIGNAÇÃO GERAL DA CLASSE	NOME DO ELEMENTO CENTRAL E SUA VALÊNCIA	SUFIXO	DESIGNAÇÃO FINAL
H_2SO_4	Ácido	Sulfur(VI)	-ico	Ácido sulfúrico
H_2SO_3		Sulfur(IV)	-oso	Ácido sulfuroso
HNO_3		Nitrogénio(V)	-ico	Ácido nítrico
HNO_2		Nitrogénio(III)	-oso	Ácido nitroso
H_3PO_4		Fósforo(V)	-ico	Ácido fosfórico
H_3PO_3		Fósforo(III)	-oso	Ácido fosforoso

2.3. Propriedades químicas dos ácidos

Por certo que ao longo desta unidade adquiriste conhecimentos suficientes que te permitem perceber melhor as propriedades químicas dos ácidos.

No geral, vimos que os ácidos apresentam as seguintes propriedades:

- Têm sabor azedo.
- São geralmente solúveis em água.
- Dissociam-se em solução aquosa produzindo iões hidrogénio (H^+).
- Apresentam condutibilidade eléctrica em solução aquosa.
- Têm acção sobre os indicadores.

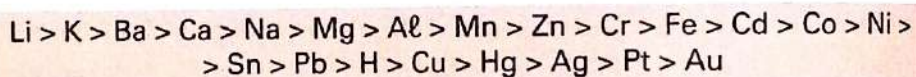
As substâncias que funcionam como indicadores para ácidos mostram, através da mudança na coloração, a presença de iões H^+ . Elas avermelham os indicadores tornasol e universal.

Além destas propriedades, os ácidos apresentam propriedades químicas características:

- Reagem com metais activos como o ferro, o sódio e o zinco.
- Reagem com bases como o NaOH e o Ca(OH)_2 , neutralizando-as.
- Reagem com óxidos metálicos como o CaO e o Na_2O .
- Reagem com certos minerais (sais) como o mármore, o calcário e o giz.

► Reacção de ácidos com metais activos

Os metais já são conhecidos do teu dia-a-dia, mas também aprendeste um pouco mais sobre eles na 8.ª classe. Sabes, por exemplo, que o ouro tem algumas propriedades que o diferenciam do ferro. Por exemplo, enquanto o ferro facilmente enferruja (sofre oxidação, quer dizer, é mais susceptível a reagir com o oxigénio), o mesmo já não acontece com o ouro. Por isso, o ouro é usado como material de adorno e é também um metal de moeda. Porquê esta diferença? O problema está na actividade química dos metais, isto é, os metais apresentam actividades químicas diferentes. Uns são mais activos (reagem mais facilmente) que outros. Assim, os metais alcalinos e os metais alcalino-terrosos são mais activos que o cobre, a prata e o ouro. Com base na sua actividade crescente, foi possível aos cientistas ordenar os metais na série de actividade química seguinte:

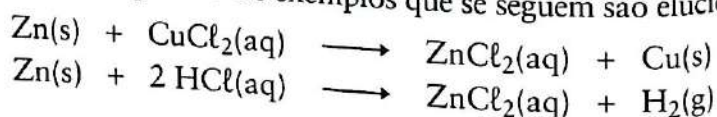


Série de actividade química dos metais

Pode-se concluir desta série que os elementos que se encontram mais à esquerda são mais activos do que os elementos que se encontram mais à direita. Isto quer dizer que os metais que se encontram mais à esquerda formam mais facilmente catiões que os metais que se encontram à direita nesta série. Assim, é possível perceber por que razão o ferro é mais activo que o ouro ou porque é que o potássio é mais activo que o ferro.

Nesta série também se encontra o hidrogénio por ser o único não-metal que se comporta como os metais, pois também pode formar iões positivos H^+ .

Na prática, esta série permite-nos prever, por exemplo, que reacções químicas podem ocorrer, se tivermos um metal mergulhado numa solução com iões de um outro metal ou de hidrogénio. Isto é, todos os elementos que se encontrem à esquerda nesta série transformam-se em iões sempre que forem mergulhados em soluções dos elementos que se encontrem mais à direita. Por seu turno, os catiões dos elementos mais à direita transformam-se mais facilmente em átomos que os catiões dos elementos mais à esquerda. Os exemplos que se seguem são elucidativos:



Actividades

1. Selecciona as opções correctas. Os ácidos apresentam as seguintes propriedades químicas:
 - (A) Reagem com metais activos formando um sal e hidrogénio.
 - (B) Reagem com bases formando um sal e água.
 - (C) Reagem com óxidos metálicos formando um sal e hidrogénio.
 - (D) Reagem com óxidos metálicos formando uma base e água.
2. Quais são os anidridos dos seguintes ácidos?
 - i) H_2SO_4
 - ii) HNO_3
 - iii) H_2SO_3
 - iv) H_3PO_4
3. Escreve as equações das reacções de dissociação dos ácidos da questão anterior e classifica-os quanto ao número de iões H^+ que apresentam.
4. Considera os seguintes ácidos: H_2SO_3 , HCl , HNO_2 , H_2S e HCN .
 - 4.1. Indica o nome de cada um dos ácidos.
 - 4.2. Classifica-os correctamente usando os critérios que conheces.
5. Selecciona a opção correcta. Os ácidos reagem com metais activos formando:
 - (A) Sais e água.
 - (B) Óxidos básicos e água.
 - (C) Bases e hidrogénio.
 - (D) Sais e hidrogénio.
6. Escreve a equação da reacção de obtenção do ácido sulfuroso.
7. Escreve a equação da reacção de formação do ácido contido num refrigerante.
8. Escreve as fórmulas dos ácidos dos seguintes anidridos.
 - i) SO_3
 - ii) P_2O_5
 - iii) NO_2

As reacções no sentido contrário não podem ocorrer porque os elementos Cu e H são menos activos do que o Zn.

Observando os exemplos da página anterior, verifica-se que na segunda equação o hidrogénio do ácido clorídrico foi deslocado pelo zinco. Isso acontece porque o zinco é mais activo que o hidrogénio. Então, os metais activos reagem com os ácidos formando um sal e libertando hidrogénio.



Outros exemplos:



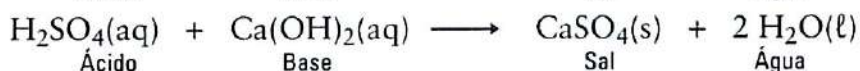
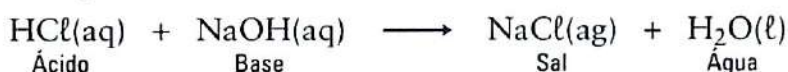
► Reacção de ácidos com bases para formar sais e água – reacção de neutralização

Quando os ácidos reagem com quantidades equivalentes de bases, ocorre uma reacção de neutralização, pois os iões hidrogénio (H^+) do ácido e os iões hidróxido (OH^-) da base combinam-se, formando água (H_2O) e o que resta forma o sal. A solução resultante não apresenta nem propriedades ácidas nem básicas. Obtém-se uma **solução neutra**. Por esse motivo, a reacção é designada por **neutralização**.



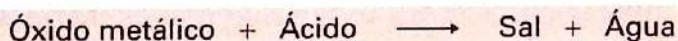
Reacção de neutralização

Os exemplos abaixo são elucidativos:

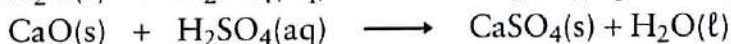


► Reacção de ácidos com óxidos metálicos

Os ácidos reagem com óxidos metálicos ou básicos, formando um sal e água.



Os exemplos seguintes são elucidativos:



Os óxidos básicos quando reagem com quantidades equivalentes de ácidos também neutralizam os últimos. Assim, tais reacções também se podem designar por neutralização.

Actividades

- Escreve a equação da reacção entre a barita e o ácido carbónico.
- Escreve a equação da reacção entre o dióxido de carbono e a cal viva.
- Escreve as equações das reacções que causam chuvas ácidas contendo ácido sulfúrico.
- Ao analisar a água do rio Matola muito próximo da Mozal, um estudante verificou que estava ácida e apresentava um teor elevado de iões fluoreto (F^-). O que contaminou o rio?
- Completa o seguinte parágrafo usando as palavras apropriadas.
Os ácidos são substâncias que em solução aquosa libertam o catião _____. As bases são substâncias que em solução aquosa libertam aniões _____. A reacção entre ácidos e bases é designada por _____. Os ácidos são muito importantes para o desenvolvimento económico e social de um país. Por exemplo, o ácido sulfúrico é aplicado na produção de _____, de _____, de _____ e de _____.
- Selecciona a opção correcta.
Ácidos são substâncias que em solução aquosa...
(A) ... libertam água e hidrogénio.
(B) ... libertam água e o que constitui o resto do ácido.
(C) ... libertam iões H^+ e o que constitui o resto do ácido.
(D) ... libertam iões H^- e o que constitui o resto do ácido.



Fig. 18 – A argamassa de cal é uma mistura de areia e cal apagada.

3. Bases

3.1. Propriedades, obtenção e aplicações das bases

Nos últimos anos, Moçambique tem conhecido um claro desenvolvimento em diversos sectores. A construção civil é sem dúvida um dos sectores que têm progredido a olhos vistos. Estradas, pontes, hotéis e bairros têm sido construídos para proporcionar bem-estar às populações. Estes são alguns indicadores que apontam para o combate à pobreza absoluta no nosso país. Para a construção de muitas dessas infra-estruturas são necessários materiais específicos. A argamassa de cal usada na construção civil é uma mistura de areia e cal apagada (cal hidratada ou hidróxido de cálcio) e é um dos principais materiais de construção.

Muitos outros produtos usados na construção civil envolvem a cal apagada, isto é, o hidróxido de cálcio. O hidróxido de cálcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, pertence, conjuntamente com a soda cáustica (ou hidróxido de sódio), NaOH , o hidróxido de potássio, KOH , e o hidróxido de alumínio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, à classe das bases. As bases são também designadas por hidróxidos.



Fig. 19 – Bases usadas no dia-a-dia: (A) fermento em pó; (B) soda cáustica; (C) e (D) antiácidos.



Fig. 20 – Cinza.

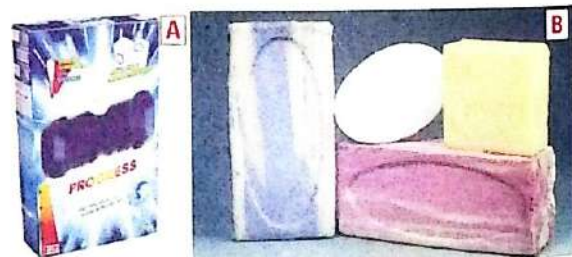


Fig. 21 – (A) Detergentes e (B) sabões são produtos comuns que têm características básicas.

Algumas destas imagens são certamente tuas conhecidas. Tratam-se de produtos comuns que apresentam características básicas. Como podes notar, as bases também são muito utilizadas no nosso dia-a-dia. O fermento em pó para pão e bolos, o hidróxido de alumínio e o hidróxido de magnésio usados como antiácidos (para as dores de estômago), a cinza com que se lavam as panelas no campo e que também é muitas vezes usada pelos camponeses para melhorar a produção na agricultura como nutriente e regulador da acidez dos solos e o sabão e muitos detergentes, são alguns exemplos concretos de produtos que contêm bases na sua composição.

O conhecimento que se tem sobre as bases está muito ligado ao conhecimento dos ácidos. As características comuns desta grande classe de substâncias são:

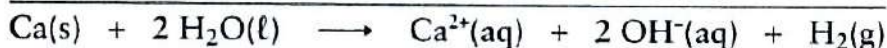
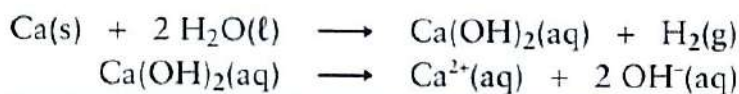
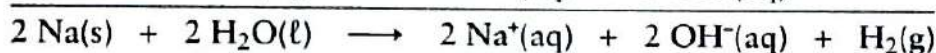
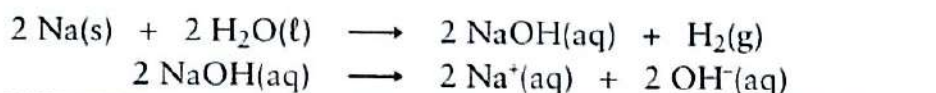
- Possuem sabor amargo.
- São escorregadias ao tacto.
- São cáusticas – atacam e destroem os tecidos como a pele e as mucosas.
- Quando fundidas ou dissolvidas conduzem a corrente eléctrica.
- Têm acção sobre indicadores.

Obtenção das bases

As bases podem ser obtidas fundamentalmente por dois métodos:

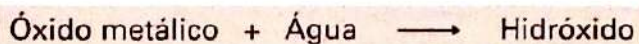
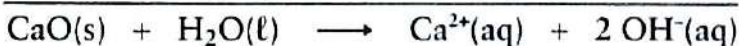
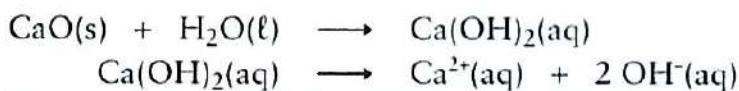
• Reacção de metais activos com a água

Metais activos como o sódio (Na) e o cálcio (Ca) reagem facilmente com a água formando hidrogénio e os respectivos hidróxidos dos metais que se dissociam na solução:



• Reacção de óxidos básicos com a água

Óxidos básicos como os de magnésio, cálcio e bário (MgO, CaO e BaO) reagem facilmente com a água, formando os respectivos hidróxidos que se dissociam na solução:



3.2. Definição de base segundo Arrhenius

O que são, então, bases?

Definição segundo Arrhenius – bases são substâncias que em solução aquosa sofrem dissociação iónica libertando aniões OH^- (hidróxido), que são os responsáveis pelas propriedades básicas.

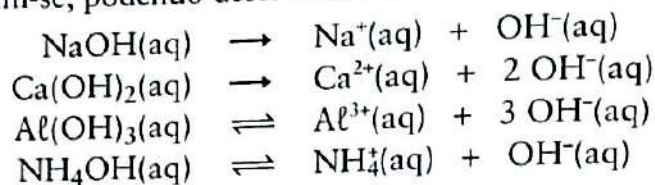
O anião hidróxido é um ião composto que contém na sua estrutura os elementos hidrogénio e oxigénio.

Sabias que a designação bases ou hidróxidos é recente e que a designação mais antiga para este grupo de substâncias era **álcalis**, de origem árabe, que significa **cinzas vegetais**?

3.3. Composição, classificação e nomenclatura das bases

Diferentemente dos ácidos, que são substâncias moleculares, as bases são compostos iônicos, pois são geralmente constituídas por catiões metálicos ligados ao anião hidróxido ($M^{n+}(OH^-)_n$).

No estado sólido elas não conduzem a electricidade, pois os iões estão muito ligados e não se movem. No estado fundido e em solução aquosa conduzem a corrente eléctrica, pois ocorre dissociação e os iões libertam-se, podendo deste modo mover-se.



Como se pode ver dos exemplos dados, bases ou hidróxidos apresentam como característica comum o ião OH^- . Deste modo, podemos representar as bases (excepto o NH_4OH) usando a fórmula geral $M(\text{OH})_n$ onde M é o catião metálico, OH é o grupo hidróxido cuja valência é (I) e n é a valência do metal.

Base é toda a substância que em solução aquosa liberta iões hidróxido (OH^-).

Depois de termos visto as propriedades, as aplicações, a obtenção e a composição das bases, vamos também aprender a classificá-las e a nomeá-las.

Tal como aconteceu com os óxidos e os ácidos, para classificar e nomear as bases são usados critérios claros.

Os critérios para classificar as bases são:

- Solubilidade.
- Número de iões hidróxido (OH^-).

Quanto à solubilidade, as bases podem ser classificadas em:

- Muito solúveis.
- Moderadamente solúveis.
- Pouco solúveis.

Quanto ao número de iões hidróxido, as bases podem ser classificadas em:

- Monobases – possuem um ião OH^- .
- Dibases – possuem dois iões OH^- .
- Tribases – possuem três iões OH^- .

Na tabela seguinte podemos identificar os diferentes tipos de bases classificadas segundo os dois critérios.

	MUITO SOLÚVEIS	MODERADAMENTE SOLÚVEIS	POUCO SOLÚVEIS
BASES	NaOH	Mg(OH) ₂	Fe(OH) ₃
	KOH	Ca(OH) ₂	
	RbOH	Sr(OH) ₂	
	NH ₄ OH	Ba(OH) ₂	Al(OH) ₃
	MONOBASES	DIBASES	TRIBASES

- Nas **monobases**, como o NaOH , a relação entre o catião e o anião OH^- é de 1:1, pois a valência do catião é (I), logo, a sua carga é $1+$ (Na^+).
- Nas **dibases**, como o Ca(OH)_2 , a relação entre o catião e o anião OH^- é de 1:2, pois a valência do catião é (II), logo, a sua carga é $2+$ (Ca^{2+}).
- Nas **tribases**, como o Al(OH)_3 , a relação entre o catião e o anião OH^- é de 1:3, pois a valência do catião é (III), logo, a sua carga é $3+$ (Al^{3+}).

É muito fácil escrever as fórmulas das bases ou hidróxidos. Ao invés de usares as valências, podes usar a carga e o número de iões que formam o hidróxido. O quadro seguinte exemplifica os passos a seguir para o hidróxido de magnésio.

PASSOS NECESSÁRIOS	EXEMPLO DO HIDRÓXIDO DE MAGNÉSIO	
1. Identificar os iões que formam o hidróxido.	Mg^{2+}	OH^-
2. Determinar o mínimo múltiplo comum entre as cargas dos iões.	2	
3. Determinar a relação numérica em que ocorrem os iões.	1	2
4. Escrever a fórmula.	Mg(OH)_2	

Para nomear as bases basta escrever a palavra **hidróxido** seguida da preposição **de** e o nome do metal ou ião positivo se somente apresentar uma única valência.

Para o caso de o catião formar mais do que uma base, basta escrever a palavra hidróxido seguida da preposição **de** e o nome do metal ou ião positivo e a respectiva valência em numeração romana entre parênteses.

A tabela abaixo ilustra como se nomeiam as diferentes bases ou hidróxidos.

FÓRMULA DA BASE OU HIDRÓXIDO	NOME DA BASE OU HIDRÓXIDO
NaOH	Hidróxido de sódio
Ba(OH)_2	Hidróxido de bário
Al(OH)_3	Hidróxido de alumínio
Fe(OH)_2	Hidróxido de ferro(II)
Fe(OH)_3	Hidróxido de ferro(III)

3.4. Propriedades químicas das bases

Como já se viu anteriormente, as bases são constituídas por iões. Quando os iões se dissociam, seja por fusão ou por dissolução, tornam-se móveis e, aí, podem conduzir a corrente eléctrica. Além de conduzirem a corrente eléctrica, todas as bases têm a mesma acção

Actividades

1. Selecciona as opções correctas. As bases apresentam as seguintes propriedades químicas:
 - (A) Reagem com metais activos formando um sal e água.
 - (B) Reagem com ácidos formando um metal e água.
 - (C) Reagem com óxidos não metálicos formando um sal e hidrogénio.
 - (D) Reagem com óxidos ácidos formando um sal e água.
2. Quais dos seguintes óxidos são básicos:
 - i) Li_2O
 - ii) CO
 - iii) K_2O
 - iv) NO
3. Escreve as equações das reacções de dissociação dos óxidos básicos da questão 2. com a água.
4. Considera as seguintes bases: Ca(OH)_2 , KOH , Al(OH)_3 , Fe(OH)_3 e Fe(OH)_2 .
 - 4.1. Indica o nome de cada uma das bases.
 - 4.2. Classifica-as usando os critérios que conheces.
5. Selecciona a opção correcta. As bases são substâncias que se dissociam em água formando:
 - (A) Catiões metálicos e grupos OH .
 - (B) Catiões metálicos e iões OH^- .
 - (C) Bases e hidrogénio.
 - (D) Sais e iões OH^- .
6. Escreve a equação da reacção que permite a obtenção de uma solução de hidróxido de cálcio a partir do cálcio.
7. Escreve a equação da reacção que permite a obtenção de uma solução de hidróxido de bário a partir da barita.
8. Explica por que razão uma solução aquosa de hidróxido de cálcio conduz a corrente eléctrica.

sobre certos indicadores. Por exemplo, elas tornam azul os indicadores tornasol e universal e tornam rosa o indicador fenolftaleína.

As substâncias que funcionam como indicadores para bases mostram, através da mudança da coloração, a presença de iões OH^- .

Além das propriedades referidas, as bases apresentam as seguintes propriedades químicas:

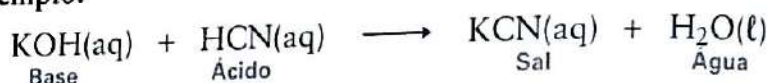
- Reagem com ácidos neutralizando-os.
- Reagem com óxidos não metálicos.
- Decompõem-se por aquecimento.

► Reacção de bases com ácidos

Esta propriedade já te é familiar. Aprendeste a lidar com ela quando estudaste as propriedades químicas dos ácidos. Nesse sentido as bases reagem com ácidos formando um sal e água. Esta reacção é como já se verificou anteriormente, uma reacção de neutralização.

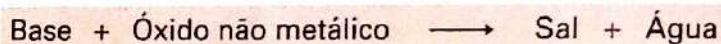


Exemplo:



► Reacção com óxidos não metálicos

Assim como os ácidos reagem com os óxidos metálicos para formar um sal e água, as bases reagem com os óxidos não metálicos formando também um sal e água.

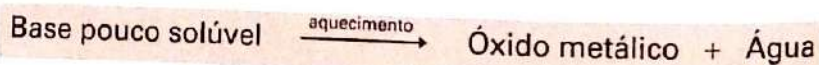


Exemplo:

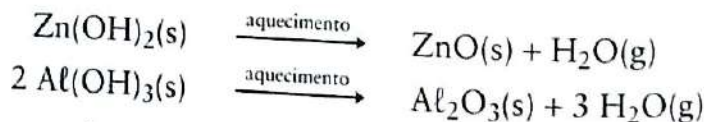


► Decomposição térmica das bases

Geralmente, as bases, que são praticamente insolúveis em água, quando aquecidas a altas temperaturas decompõem-se, formando o respectivo óxido metálico e água.



Os exemplos que se seguem são elucidativos desta propriedade das bases:



Actividades

1. Escreve as equações das reacções sequenciais que permitem explicar que a partir do bário metálico se forme o respectivo óxido e finalmente uma solução de hidróxido de bário.
2. Escreve a equação da reacção entre a barita e o ácido sulfúrico.
3. Classifica as substâncias das seguintes fórmulas químicas: Ca(OH)_2 , KOH , HNO_3 , NaOH , H_2CO_3 e H_2SO_4 .
4. Escreve as equações das reacções entre:
 - i) Hidróxido de potássio e ácido sulfúrico.
 - ii) Hidróxido de potássio e ácido nítrico.
 - iii) Hidróxido de sódio e ácido carbónico.
 - iv) Hidróxido de bário e ácido clorídrico.
5. Que reacção pode ocorrer se colocarmos cal apagada sobre um campo agrícola com características ácidas devido à aplicação de certos fertilizantes?
6. Calcula a massa do ácido nítrico puro que pode reagir completamente com:
 - i) 10 g de hidróxido de magnésio puro;
 - ii) 20 g de hidróxido de sódio puro;
 - iii) 25 L de uma solução de hidróxido de potássio 0,1 mol/L para que ocorra a neutralização completa.

Apresenta os respectivos cálculos.
7. Nomeia três aplicações do hidróxido de cálcio.
8. Selecciona a opção correcta. Quais dos seguintes hidróxidos podem ser usados como laxativos?
 - (A) Al(OH)_3 e NaOH .
 - (B) KOH e Mg(OH)_2 .
 - (C) Fe(OH)_3 e Cu(OH)_2 .
 - (D) Al(OH)_3 e Mg(OH)_2 .

4. Indicadores ácido-base e escala pH

4.1. Indicadores ácido-base: conceito e classificação

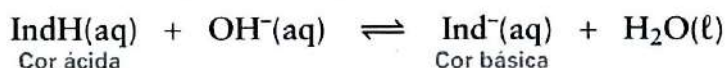
Quando estudámos os ácidos e as bases vimos que, entre as propriedades comuns, eles tinham a capacidade de afectar certas substâncias designadas por **indicadores**. Os indicadores são substâncias que apresentam cores diferentes, conforme o meio em que se encontrem for ácido, básico ou neutro.

O que são então indicadores ácido-base?

Um indicador ácido-base, também chamado **indicador de pH**, é um composto químico que adicionado em pequenas quantidades a uma solução permite saber se essa solução é ácida ou básica.

Normalmente, em resultado do meio ser ácido ou básico, o indicador de pH toma uma cor diferente.

Os indicadores de pH são, frequentemente, ácidos ou bases fracos. Quando adicionados a uma solução, os indicadores de pH ligam-se aos iões H^+ ou OH^- . A ligação a estes iões provoca uma alteração dos indicadores e, consequentemente, altera-lhes a cor.



Os indicadores de pH, além de poderem qualificar visualmente se uma substância é ácida ou básica, são frequentemente usados em **titulações**, que são operações analíticas que permitem determinar a quantidade de ácido ou de base existente numa substância.

► Indicadores artificiais e os seus “pontos de viragem”

Na tabela seguinte estão apresentados alguns dos indicadores de pH mais comuns num laboratório. Os indicadores, normalmente, exibem cores intermédias para valores de pH dentro do intervalo de mudança. Por exemplo, a fenolftaleína começa a mudar de incolor para rosa-carmim a um pH de 8,2.

INDICADOR	COR A pH BAIXO	INTERVALO DE pH MUDANÇA DE COR	COR A pH ALTO
Azul de tornasol	Vermelho	1,0 – 6,9	Azul-arroxeadado
Alaranjado de metilo	Vermelho	3,1 – 4,4	Amarelo
Vermelho de metilo	Vermelho	4,4 – 6,2	Amarelo
Fenolftaleína	Incolor	8,2 – 10,0	Rosa-carmim

► Indicador universal e escala de pH

Como podemos verificar experimentalmente, é possível detectar se uma solução é ácida ou neutra usando a variação da cor dos indicadores nesses meios. Cabe aos iões H^+ e aos iões OH^- a responsabilidade

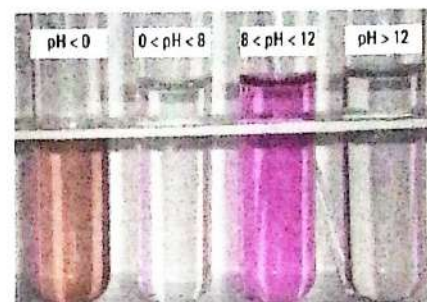


Fig. 22 – Fenolftaleína em meios ácido e básico.



Fig. 23 – Vermelho de metilo em meios ácido e básico.



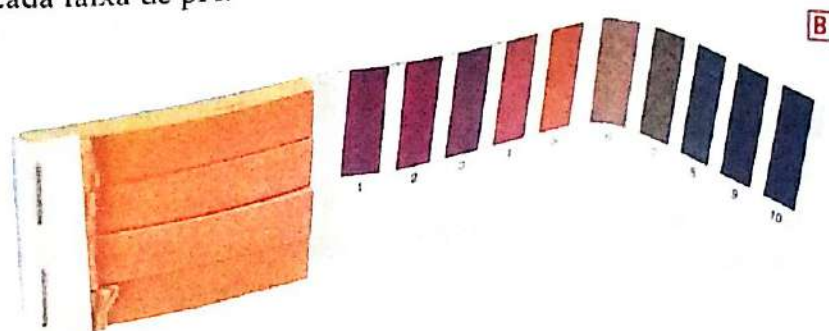
Fig. 24 – Papel de tornasol.

de provocar essas mudanças de cor dos indicadores em soluções ácidas e básicas, respectivamente.

O indicador universal é uma mistura de indicadores de pH, normalmente em solução ou secos em tiras de papel absorvente, que apresentam uma larga faixa de pH com múltiplas mudanças de cor em cada faixa de pH.

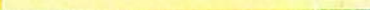



Fig. 25 – Exemplos de indicadores universais em tiras de papel absorvente.



Quando se analisam soluções, muitas vezes não é suficiente dizer que ela é ácida, básica ou neutra, pois qualquer solução que contenha iões H^+ é ácida, sendo básica aquela que contenha iões OH^- . Aliás, tu já sabes isso do teu dia-a-dia. Não se usam embalagens de vinagre muito concentrado para temperar as saladas nem se bebem sumos muito concentrados. Já experimentaste chupar um limão? É amargo, não é?!... E que tal se preparasses um sumo de limão bem diluído? É claro que é bem mais agradável!

Dependendo da quantidade de iões H^+ ou OH^- existentes numa solução, esta pode ser fortemente ou fracamente ácida ou básica, respectivamente. Assim sendo, é possível usar o indicador universal para ter uma noção sobre qual é o valor aproximado do pH de uma solução. Para tal, usa-se a escala de pH que varia de 0 a 14. Observa o quadro que se segue que mostra a variação da cor do indicador universal em função do valor do pH na escala.

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
COLORAÇÃO															
PROPRIEDADES DA SOLUÇÃO	Fortemente ácida			Fracamente ácida			Neutra		Fracamente básica			Fortemente básica			
	Excesso de cátions H^+						Excesso de ânions OH^-								

O papel universal torna-se vermelho em soluções ácidas, amarelo-esverdeado na água ou em soluções neutras, como são os casos de soluções de cloreto de sódio e de brometo de potássio, e fica azul em soluções básicas.

Para conhecer valores mais exactos do pH das soluções usa-se um instrumento conhecido por medidor de pH e que em inglês se designa por pH-meter.



Fig. 26 – Existem vários tipos de medidores de pH, consoante a precisão pretendida para a medição.

Com base no que foi visto até aqui, podemos constatar que na escala de pH:

- As soluções ácidas apresentam um pH menor que 7 ($\text{pH} < 7$), que corresponde a uma elevada quantidade de iões H^+ na solução. Isto quer dizer que, quanto maior for a quantidade de iões H^+ na solução, maior será a concentração dos mesmos e menor será o pH da solução.
- As soluções neutras apresentam um pH igual a 7 ($\text{pH} = 7$).
- As soluções básicas apresentam um pH maior que 7 ($\text{pH} > 7$), que corresponde a uma elevada quantidade de iões OH^- na solução.

O mundo em que vivemos tem sido cada vez mais modificado pela ciência e tecnologia e estes conhecimentos são muito importantes porque nos podem ajudar a lidar com situações reais do dia-a-dia. As noções sobre ácidos, bases, indicadores e pH interferem quase todos os dias com a nossa vida. Por exemplo, é tido em conta o pH quando vamos ao médico e nos pedem exames laboratoriais de sangue e urina ou então no controlo dos produtos manufacturados pelas indústrias ou mesmo no controlo dos solos para a agricultura, das águas para a piscicultura e indústria, entre outros. A tabela seguinte apresenta alguns sectores da actividade humana onde o controlo do pH é muito importante e dá algumas informações úteis sobre como usar estes conhecimentos na vida real.

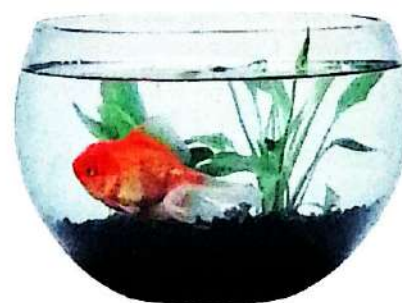


Fig. 27 – A água dos aquários que temos em casa tem de ter o pH adequado, caso contrário a vida dos peixes poderá ficar comprometida.

SECTOR DE ACTIVIDADE	INFORMAÇÕES SOBRE O USO DOS CONHECIMENTOS ACERCA DE ÁCIDOS, BASES E pH
Medicina	<ul style="list-style-type: none"> • O pH do sangue humano varia entre 7,35 e 7,45. • No suco gástrico o pH varia entre 1,6 e 1,8. • Na bilis o pH varia entre 7,8 e 8,6. • Na urina o pH varia entre 5,5 e 7,0. • Na saliva o pH varia entre 6,2 e 6,4. <p>Valores fora destes intervalos devem ser devidamente analisados para detectar as causas, pois podem ser indicativo de graves problemas de saúde.</p>
Agricultura	<p>Cada cultura desenvolve-se bem se o solo em que esta for cultivada tiver, entre outros factores, um pH característico. Por exemplo:</p> <ul style="list-style-type: none"> • O milho desenvolve-se bem em solos neutros, $\text{pH} = 7$. • O arroz em solos cujo pH varia entre 5,5 e 6,5. • O feijão em solos cujo pH varia entre 7,0 e 8,0. • A batata em solos cujo pH varia entre 5,0 e 5,7.
Indústria de bebidas e refrigerantes	<p>Cada uma das bebidas, que com certeza também aprecias, apresenta um valor de pH característico. A manutenção de certos valores de pH é um critério de qualidade para qualquer consumidor atento. Os seguintes exemplos são elucidativos:</p> <ul style="list-style-type: none"> • No sumo de laranja o pH varia entre 3,0 e 4,0. • No sumo de maçã o pH varia entre 2,9 e 3,3. • No sumo de uva o pH varia entre 3,5 e 4,5. • No leite fresco o pH varia entre 6,3 e 6,6.

► Indicadores naturais

Em laboratório utilizam-se indicadores artificiais, mas também é possível produzir indicadores naturais. Os indicadores artificiais mais comuns são a fenolftaleína, o tornasol, o vermelho de metilo, entre outros.

Os indicadores naturais são preparados a partir de substâncias naturais, principalmente a partir de plantas.



Fig. 28 – Algumas substâncias naturais que podem ser usadas como indicadores ácido-base: (A) beterraba; (B) couve-roxa; (C) hibisco; (D) rabanete; (E) chá; (F) brócolo.

Os sucos de alguns vegetais e outras plantas podem funcionar como indicadores ácido-base, ou seja, permitem-nos determinar o quanto é ácida ou básica uma substância. Por exemplo, ao cozinhar uma couve-roxa até ficar macia, se adicionarmos o suco obtido a um ácido, como o vinagre ou o sumo de limão, o mesmo tornar-se-á vermelho. Já numa base, como um detergente amoniacal ou cinzas, a cor muda para azul ou verde. Outros vegetais como a beterraba, o rabanete e muitas flores e folhas de plantas diferentes podem mostrar o mesmo comportamento.

4.2. Acção dos ácidos e das bases sobre os indicadores naturais

Para o estudo deste tópico propomos a realização do seguinte trabalho de projecto realizado em grupo.

PROJECTO 1

Produção de indicadores simples e de papel indicador a partir de substâncias naturais e testar a sua eficácia na determinação do carácter de soluções

Neste projecto vais, com a ajuda do professor e em colaboração com os teus colegas de grupo, produzir indicadores com base em substâncias naturais encontradas normalmente no dia-a-dia. Para tal vais precisar de algum material, reagentes e produtos naturais.

Nas experiências vais aprender a encontrar e reconhecer no teu meio materiais que servem para realizares experiências químicas. Irás verificar que o limão, as plantas, os frutos, os detergentes, o sabão e mesmo a água podem ser usados para realizar experiências interessantes na aula de Química. Não te esqueças que o mundo que nos rodeia está impregnado de Química.

Materiais:

Tigela, chaleira eléctrica, liquidificador, papel de filtro, garrafas pequenas de água mineral, copos descartáveis.

Produtos naturais:

Chá preto, couve-roxa, beterraba, rabanetes, flores diversas, etc.

Reagentes:

Água, vinagre, detergente incolor, sabão em pó, solução filtrada de cinza vegetal, solução de ácido clorídrico, solução de hidróxido de sódio.

Algumas soluções de substâncias naturais, especialmente originárias de plantas, comportam-se como soluções de indicadores de pH.

Procedimento para obtenção de soluções de indicadores naturais

► Obtenção da solução aquosa de chá preto:

- Ferve água e usa uma embalagem de chá para fazer chá num copo descartável.
- Deixa arrefecer o chá e conserva a solução numa garrafa de água pequena devidamente rotulada.
- Testa o teu indicador usando ácidos e bases diferentes.

Solução aquosa de chá preto – A solução aquosa é avermelhada/amarelada, adquirindo cor amarelo-pálida em contacto com soluções ácidas e cor acastanhada em contacto com soluções básicas.

► Obtenção da solução aquosa de beterraba:

- Corta uma beterraba aos pedaços e ferve-os em água.
- Filtra e deixa arrefecer.
- Conserva a solução obtida numa garrafa de água pequena devidamente rotulada.
- Testa o teu indicador usando ácidos e bases diferentes.

Solução aquosa de beterraba – A solução aquosa adquire cor vermelha em contacto com soluções ácidas e cor roxa em contacto com soluções básicas.

► Obtenção da solução aquosa de rabanete:

- Corta um rabanete aos pedaços e ferve-os em água.
- Filtra e deixa arrefecer.
- Conserva a solução obtida numa garrafa de água pequena devidamente rotulada.
- Testa o teu indicador usando ácidos e bases diferentes.

Solução aquosa de rabanete – A solução aquosa adquire cor vermelha em contacto com soluções ácidas e cor acastanhada em contacto com soluções básicas.

► Obtenção da solução aquosa de couve-roxa – método A:

- Corta algumas folhas de couve-roxa e ferva-as em água.
- Filtra e deixa arrefecer.
- Conserva a solução obtida numa garrafa de água pequena devidamente rotulada.
- Testa o teu indicador usando ácidos e bases diferentes.

Solução aquosa de couve-roxa – A solução aquosa adquire cor vermelha em contacto com soluções ácidas e cor verde ou azul em contacto com soluções básicas.

► **Obtenção da solução aquosa de couve-roxa – método B:**

- Separa e lava algumas folhas de couve-roxa.
- Adiciona um pouco de água no liquidificador.
- Coloca as folhas de couve-roxa no liquidificador e liga-o. Aguarda até se formar uma pasta roxa, de aparência uniforme.
- Após total trituração das folhas de couve, coloca o líquido formado numa tigela de abertura razoável.
- Envolve a pasta com um pano limpo de algodão e espreme para um copo descartável.
- Guarda o líquido viscoso numa garrafa de água pequena devidamente rotulada.
- Testa o teu indicador usando ácidos e bases diferentes.

Solução aquosa de couve-roxa – A solução aquosa adquire cor vermelha em contacto com soluções ácidas e cor verde ou azul em contacto com soluções básicas.

Procedimento para obtenção de papel de indicadores naturais

► **Obtenção de papel indicador de couve-roxa:**

- Separa e lava algumas folhas de couve-roxa.
- Adiciona um pouco de água no liquidificador.
- Coloca as folhas de couve-roxa no liquidificador e liga-o. Aguarda até se formar uma pasta roxa, de aparência uniforme.
- Após total trituração das folhas de couve, coloca o líquido formado numa tigela de abertura razoável.
- Envolve a pasta com um pano limpo e espreme para um copo descartável.
- Guarda o líquido viscoso numa garrafa de água pequena devidamente rotulada.
- Coloca um papel de filtro aberto dentro do líquido roxo.
- Aguarda pelo menos 30 minutos e depois retira o papel e coloca-o para secar.
- Após secar recorta o papel em tiras finas.
- O papel está pronto para ser usado como papel indicador.
- Testa o teu papel usando ácidos e bases diferentes.

Papel indicador de couve-roxa – Adquire uma cor roxa que muda para cor vermelha em contacto com soluções ácidas e para cor verde ou azul em contacto com soluções básicas.

Modo de execução dos testes

Para verificar como o papel indicador funciona, ou seja, qual a sua aparência em meio básico e em meio ácido, realiza o seguinte procedimento:

- Coloca um pouco de água em dois copos descartáveis.
- Adiciona sabão em pó num dos copos e agita a solução.
- No outro copo, adiciona detergente e agita a solução.
- Num terceiro copo, adiciona vinagre.
- Com três tiras de papel indicador, testa as soluções de cada copo e verifica a coloração do papel.

A partir desta experiência será possível verificar que colorações irá o papel adquirir, consoante o meio for ácido, básico ou neutro.

Podes utilizar o papel para verificar outras substâncias: **ácidas**, como sumo de limão, de ananás, de uva, de tomate, etc.; **básicas**, como produtos de limpeza, solução filtrada de cinzas, etc.; **neutras**, como detergentes (na sua maioria são neutros), água pura, etc.

- Anota a coloração que o papel toma em meio ácido, básico e neutro.
- Procedes do mesmo modo adicionando algumas gotas dos indicadores por ti preparados a soluções ácidas, básicas e neutras.

Regras de segurança

Não te esqueças de consultar toda a informação sobre as precauções a ter no manuseamento das substâncias necessárias à realização deste projecto.

5. Sais

5.1. Ocorrência e importância dos sais

A substância **cloreto de sódio** é conhecida e usada por todos nós como sal de cozinha ou simplesmente sal. O sal de cozinha é um componente essencial da nossa alimentação. O cloreto de sódio é também usado na conservação de alimentos, como a carne e o peixe, na produção de soros medicinais, bem como matéria-prima importante para a produção de cloro e de hidróxido de sódio.

Na Química o conceito “sais” serve para designar uma enorme classe de substâncias iônicas, das quais fazem parte, além do cloreto de sódio, NaCl , o cloreto de potássio, KCl , o cloreto de magnésio, MgCl_2 , entre outros. O sal de cozinha e outros sais, substâncias muito importantes para a indústria química e outros ramos de actividade, ocorrem na Natureza na forma pura ou sob a forma de misturas. Moçambique é um país rico em cloreto de sódio devido à sua vasta costa marítima, mas possui também minas de **carbonato de cálcio**, CaCO_3 , sob a forma de **calcário**, **giz** e **mármore** nas províncias de Maputo e Cabo Delgado. Estes minerais têm muita aplicação na construção civil e na agricultura, pois, além do mármore, que é uma excelente pedra de ornamentação, os restantes servem para a produção da cal viva, do cimento, bem como para controlar a acidez dos solos cultiváveis. Fazem ainda parte desta grande classe, entre outros, o **nitrato de potássio**, KNO_3 , que é usado tanto como **adubo** na agricultura como, também, na indústria fosforeira, o **sulfato de cálcio**, CaSO_4 , que é usado como **gesso** na construção civil e na medicina, e o **carbonato de sódio**, Na_2CO_3 , que, para além de outras aplicações, é transformado em **bicarbonato de sódio**, muito usado na confecção de alimentos.



Fig. 29 – Sal de cozinha.



Fig. 30 – Conservação de peixe (A) e de carne (B) usando o sal cloreto de sódio.



Fig. 31 – Mármore.

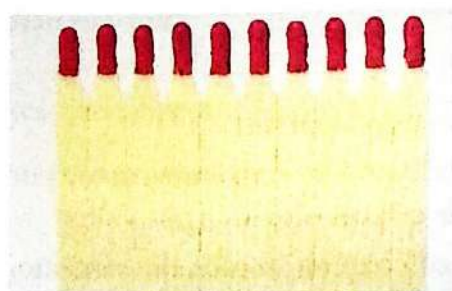


Fig. 32 – Fósforos.



Fig. 33 – Gesso.



Fig. 34 – Bicarbonato de sódio.

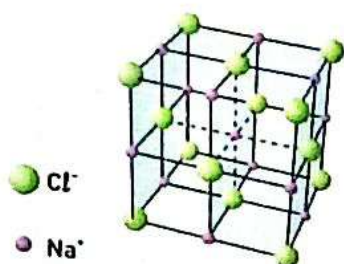


Fig. 35 – Estrutura do cloreto de sódio (NaCl).

Actividades

1. Escreve a fórmula química e o nome dos ácidos e das bases que formam os seguintes sais.

- CuSO_4
- $\text{Ba(NO}_3)_2$
- KNO_3
- K_3PO_4
- $\text{KAl(SO}_4)_2$

2. Escreve as equações de dissociação dos seguintes sais.

- NaCl
- BaCl_2
- AlPO_4
- AgNO_3

5.2. Definição, composição, classificação e nomenclatura dos sais

► Definição e composição dos sais

Os sais são sólidos iónicos, isto é, são formados por iões (catiões e aniões). Se te recordas, quando aprendeste a classificar as substâncias na 8.ª classe, o cloreto de sódio possui iões positivos de sódio e iões negativos de cloro como unidades estruturais de uma rede cristalina iónica de forma cúbica. Aprendeste ainda que é a atracção entre catiões e aniões, com base nas forças eléctricas existentes entre eles, que permite sustentar a rede cristalina. Considerações semelhantes devem ser feitas relativamente aos outros sais, isto é, nos sais, de um modo geral, as forças de atracção entre os aniões e os catiões determinam a ordenação dos iões no cristal iónico e a extensão dos pontos de fusão das substâncias. A relação numérica dos iões num cristal iónico depende das cargas dos iões no mesmo.

FÓRMULA DO SAL	IÕES QUE O CONSTITUEM		RELAÇÃO NUMÉRICA
	Catião	Anião	
CuSO_4	Cu^{2+}	SO_4^{2-}	1:1
$\text{Ba(NO}_3)_2$	Ba^{2+}	NO_3^-	1:2
KNO_3	K^+	NO_3^-	1:1
K_3PO_4	K^+	PO_4^{3-}	3:1
$\text{KAl(SO}_4)_2$	$\text{K}^+, \text{Al}^{3+}$	SO_4^{2-}	1:1:2

Como podes verificar, os sais são compostos iónicos que possuem pelo menos um catião proveniente de uma base e um anião proveniente de um ácido. Porém, existem casos, como o do $\text{KAl(SO}_4)_2$, em que temos dois catiões diferentes.

► Classificação e nomenclatura dos sais

Tal como classificaste e deste nome às substâncias que formam as classes dos óxidos, dos ácidos e das bases, vais também aprender a classificar e a nomear os sais.

Classificação

Os sais podem ser classificados com base em vários critérios, entre os quais:

- Presença de oxigénio;
- Número de elementos constituintes;
- Natureza ou carácter.

Quanto à presença de oxigénio, os sais podem ser:

- Não oxigenados – isto é, sem átomos de oxigénio como, por exemplo, o NaCl , o LiBr , o KBr e o Na_2S .
- Oxigenados – isto é, aqueles que contêm átomos de oxigénio, como, por exemplo, o CuSO_4 , o $\text{Ba(NO}_3)_2$, o KNO_3 e o K_3PO_4 .

Quanto ao número de elementos constituintes, os saís podem ser classificados como:

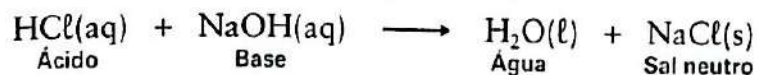
- **Binários** – se possuem somente dois elementos na molécula, como acontece com o LiBr, o KBr e o Na₂S.

Observa que para o Na₂S, apesar de termos três átomos, dois de sódio e um de enxofre, este sal é binário, uma vez que só estão presentes dois elementos, o Na e o S.

- **Ternários** – quando possuem três elementos na sua constituição, como acontece com o CuSO₄, o Ba(NO₃)₂, o KNO₃ e o K₃PO₄.
- **Quaternários** – quando possuem quatro elementos na sua constituição, como acontece com o KAl(SO₄)₂, o NaHCO₃ e o KH₂PO₄.

Quanto à natureza ou carácter, os saís podem ser neutros (ou normais), ácidos ou básicos (ou hidrossaís).

- **Saís neutros ou normais** são aqueles cujas soluções são neutras. Tais saís são normalmente formados a partir da neutralização total de ácidos e bases, como, por exemplo:

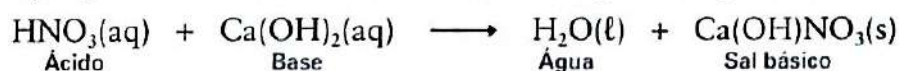


- **Saís ácidos (acídicos)** são aqueles cujas soluções aquosas apresentam carácter ácido devido à formação de catiões H⁺. Estes saís resultam da neutralização parcial de ácidos, como, por exemplo:



O sal NaH₂PO₄ é designado por di-hidrogenofosfato de sódio ou fosfato diácido de sódio. Outros exemplos são NaHS, NH₄Cl e NaHCO₃.

- **Saís básicos ou hidrossaís** são aqueles que resultam da neutralização parcial de hidróxidos ou bases, como, por exemplo:



O sal Ca(OH)NO₃ designa-se por nitrato monobásico de cálcio. Outros exemplos são Ca(OH)Br e Ba(OH)Cl. As suas soluções aquosas apresentam carácter básico devido à formação de aniões OH⁻.

Nomenclatura

A nomenclatura dos saís depende dos reagentes envolvidos e da reacção de neutralização que forma o sal em questão.

Para nomear os saís deve primeiro verificar-se o seguinte:

1. Se o sal é ou não oxigenado, pois o nome do sal depende disso.
2. O nome do ácido que leva à formação do sal, pois o nome do sal depende directamente do ácido que conduz à sua formação.

3. O nome do elemento a partir do qual se forma o catião da base de que o sal em questão é originário.
4. A valência do catião, caso este possa apresentar mais do que uma valência.

Observando com atenção a tabela seguinte poderás encontrar as regras de nomenclatura dos sais, sejam eles oxigenados ou não, neutros, ácidos ou básicos. Basta para tal que observes os critérios já estabelecidos.

FÓRMULA DO SAL	OXIGENADO OU NÃO OXIGENADO	NOME DO SAL	NATUREZA DO SAL
NaCl	Não oxigenado	Cloreto de sódio	Neutro
Na ₂ S	Não oxigenado	Sulfureto de sódio	Neutro
CaS	Não oxigenado	Sulfureto de cálcio	Neutro
Ca(OH)NO ₃	Oxigenado	Nitrato monobásico de cálcio	Básico
Ca(NO ₂) ₂	Oxigenado	Nitrito de cálcio	Neutro
CaSO ₄	Oxigenado	Sulfato de cálcio	Neutro
CaSO ₃	Oxigenado	Sulfito de cálcio	Neutro
Ca(HCO ₃) ₂	Oxigenado	Hidrogenocarbonato de cálcio	Ácido
CuCl	Não oxigenado	Cloreto de cobre(I)	Neutro
CuCl ₂	Não oxigenado	Cloreto de cobre(II)	Neutro

Regras:

1. O nome dos sais começa sempre com a designação do anião, seguindo-se a preposição de e finalmente nomeia-se o catião.

Nome do anião + de + nome do catião

2. Nos sais não oxigenados a designação é bastante simples: basta trocar a terminação -ídrico do ácido a partir do qual o sal se forma pela terminação -eto. O nome do anião no sal termina em -eto. Por exemplo, NaCl designa-se por cloreto de sódio. O ácido não oxigenado do qual provém o anião é o ácido clorídrico.
3. Nos sais oxigenados os que são originados por aniões cujos ácidos terminam pelo sufixo -oso recebem o sufixo -ito, enquanto aqueles que são originados por aniões cujos ácidos terminam pelo sufixo -ico recebem o sufixo -ato.
4. Nos sais ácidos colocam-se os prefixos hidrogeno ou di-hidrogeno antes do nome do anião, conforme o número de átomos de hidrogénio presentes. Por exemplo Ca(HCO₃)₂ – hidrogenocarbonato de cálcio e NaH₂PO₄ – di-hidrogenofosfato de sódio.

mono-, di-, tri- ... hidrogeno + nome do anião + de + nome do catião

5. Nos sais básicos coloca-se após o nome do anião a palavra **mono-**, **di-** ou **tribásico**, conforme o número de iões OH^- presente no sal, e termina-se com o **nome do catião**. Por exemplo, o $\text{Ca}(\text{OH})\text{NO}_3$ é designado por **nitrato monobásico de cálcio**.

Nome do anião + mono-, di- ... básico + de + nome do catião

6. Nos sais de catiões que apresentam duas valências, no final acrescenta-se ao nome do catião a sua valência em numeração romana entre parênteses curvos.

Nome do anião + de + nome do catião + (valência do catião)

Repara na seguinte tabela que relaciona a terminação dos sufixos dos ácidos com a dos sais respectivos.

SUFIXO DO ÁCIDO	SUFIXO DO SAL RESPECTIVO
-ídrico	-eto
-oso	-ito
-ico	-ato

Também existem algumas mnemónicas que ajudam a memorizá-la:

Com ácido clorídrico	não me meto !
Perigoso mosquito	no bico do pato!

Como já deves ter percebido, é muito importante conhecer bem o nome dos aniões para poder nomear correctamente os sais. Poderás usar a tabela que se segue para conhecer melhor os aniões que constituem os sais comuns.

ANIÕES MONOVALENTES		ANIÕES BIVALENTES		ANIÕES TRIVALENTES	
Fórmula	Nome	Fórmula	Nome	Fórmula	Nome
F^-	Fluoreto	CO_3^{2-}	Carbonato	PO_4^{3-}	Fosfato
Cl^-	Cloreto	SO_4^{2-}	Sulfato	PO_3^{3-}	Fosfito
Br^-	Brometo	SO_3^{2-}	Sulfito		
I^-	Iodeto	S^{2-}	Sulfureto ou sulfeto		
NO_3^-	Nitrato	HPO_4^{2-}	Hidrogenofosfato		
NO_2^-	Nitrito				
HCO_3^-	Hidrogenocarbonato ou bicarbonato				

5.3. Propriedades químicas dos sais e das suas soluções

► Solubilidade dos sais

Experimenta colocar a mesma quantidade de sais diferentes em quantidades iguais de água e depois agita. De certeza que irás verificar que uns sais se dissolvem mais do que outros.

A solubilidade é uma grandeza mensurável dos sais. Os cloretos e os outros sais dissolvem-se em quantidades diferentes em água.

Se durante a dissolução de um sal permanecer uma certa quantidade sem se dissolver, isto significa que a quantidade de água colocada não foi suficiente para dissolver todo o sal. A solução assim obtida não pode dissolver mais o sal e diz-se saturada.

Soluções que podem dissolver sempre que se lhes adicione mais sal dizem-se insaturadas.

Quando uma solução saturada contendo sal não dissolvido no fundo é aquecida, esta pode dissolver mais sal. Isto quer dizer que a solubilidade dos sais aumenta, de um modo geral, com o aumento da temperatura, ou seja, a solubilidade depende da temperatura.

Por esse motivo, quando se trabalha com valores de solubilidade, é muito importante indicar a respectiva temperatura como se exemplifica na tabela seguinte.

NOME DO SAL	FÓRMULA	SOLUBILIDADE DE CLORETOS EM 100 g DE ÁGUA À TEMPERATURA DE:			
		0 °C	20 °C	50 °C	100 °C
Cloreto de prata	AgCl	0,000089	0,000154	0,000546	0,002170
Cloreto de chumbo(II)	PbCl ₂	0,675	0,97	1,7	3,31
Cloreto de potássio	KCl	28,15	34,35	43,10	56,20
Cloreto de sódio	NaCl	35,5	35,85	36,72	39,20

Como se pode concluir pelos dados da tabela, existem sais muito solúveis, sais moderadamente solúveis e sais pouco solúveis. O cloreto de prata é um sal pouco solúvel, já o cloreto de chumbo(II) é um sal moderadamente solúvel, enquanto o cloreto de potássio e o cloreto de sódio são sais muito solúveis em água.

A solubilidade dos sais em água é a capacidade que os sais têm de se dissolver numa determinada quantidade deste solvente.

A solubilidade dos sais depende da temperatura.

► Dissociação dos sais

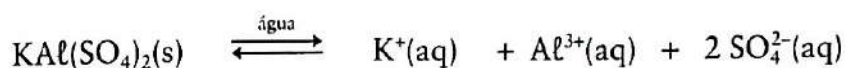
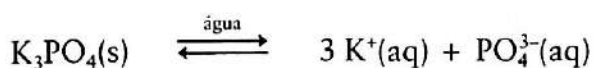
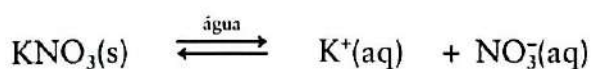
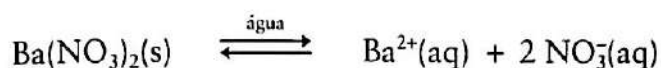
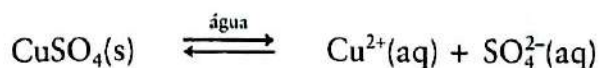
Como os sais são constituídos por iões, eles dissociam-se por dissolução em água, permitindo que os seus iões fiquem livres. Assim, as soluções dos sais contêm normalmente cátions metálicos e aniões

livres que se movimentam na solução. Isto faz com que as soluções dos sais sejam boas condutoras da corrente eléctrica.

Apesar de existirem sais pouco solúveis em água, geralmente eles dissolvem-se bem neste solvente.

Como aconteceu com os ácidos e as bases, a dissociação pode ser representada pelas respectivas equações de dissociação.

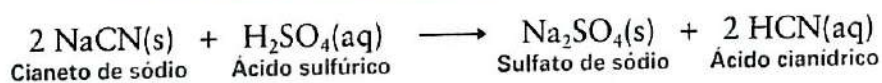
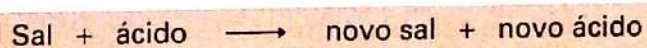
Segundo a teoria de Arrhenius, sal é toda a substância que em solução aquosa liberta um catião metálico e um anião. Os exemplos que se seguem são elucidativos:



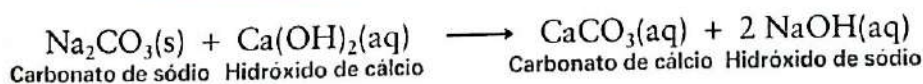
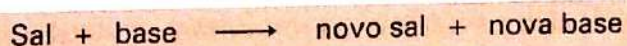
► Reacções dos sais

Os sais reagem com ácidos, com bases e com outros sais em reacções de dupla troca. Assim, na reacção dos sais com ácidos formam-se novos sais e novos ácidos, enquanto da reacção dos sais com bases se formam novos sais e novas bases.

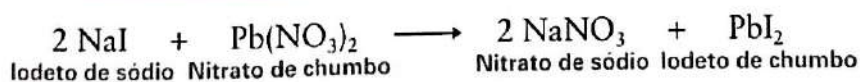
Reacção dos sais com ácidos



Reacção dos sais com bases



Reacção dos sais com outros sais



PROJECTO 2

Determinação da efectividade de diferentes antiácidos

Antiácidos comerciais são produtos farmacêuticos que servem para aliviar a indigestão pela neutralização dos ácidos no estômago. Tais antiácidos contêm normalmente uma ou mais substâncias que reagem com o ácido clorídrico do suco gástrico do estômago, aliviando a indigestão por neutralização. Os ingredientes mais comuns encontrados nesses produtos incluem o carbonato de cálcio, CaCO_3 , o hidróxido de magnésio, Mg(OH)_2 , e o hidróxido de alumínio, Al(OH)_3 .

Neste projecto irás trabalhar com os teus colegas procurando dois ou três antiácidos diferentes e usar o ácido clorídrico a 0,10 M (simulando o ácido clorídrico existente no suco gástrico) para determinar a eficiência de cada um deles. Para tal terás de, na companhia dos teus colegas de grupo, desenhar e esquematizar as experiências que vais realizar para atingires o objectivo, que é determinar que antiácido é mais efectivo na neutralização do ácido estomacal.

Procedimento

Tu e os teus colegas de grupo devem:

- Consultar todas as informações relativas à composição dos antiácidos e das outras substâncias com que irão trabalhar e descrevê-las sucintamente.
- Desenhar o projecto e as experiências que irão realizar.
- Seleccionar os materiais e reagentes necessários.
- Apresentar o vosso projecto à turma e obter aprovação do professor para a sua realização.
- Realizar o projecto e apresentá-lo no formato de um portefólio que conterá as fases do projecto, os procedimentos durante a realização das experiências, as equações das reacções prováveis, os resultados obtidos e as conclusões.

Regras de segurança

Deverão também consultar toda a informação sobre as precauções a ter no manuseamento das substâncias necessárias neste projecto.

5.4. Relações entre óxidos, bases, ácidos e sais

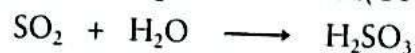
As relações entre os compostos começam pelas relações entre os elementos.

Se, por um lado, da reacção entre os elementos se podem formar compostos como óxidos, ácidos, bases e sais, é lógico que a combinação de compostos de classes diferentes possa levar à formação de novos compostos, como pudeste verificar ao longo desta unidade. Vejamos, então, com base em alguns exemplos, como é que a partir de elementos se podem formar os mais diversos compostos.

- Da reacção entre elementos podem formar-se óxidos, ácidos e sais.



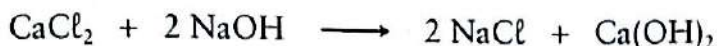
- Se óxidos reagirem com a água formam-se bases ou ácidos, consoante o óxido for metálico ou não metálico, respectivamente.



- Se as bases reagirem com os ácidos formam-se sais e água.



- Os sais também podem reagir com ácidos ou bases e formar novos sais e novos ácidos ou bases, respectivamente.



Como podes verificar, existe uma relação muito estreita entre as substâncias químicas no seu todo. Sendo assim, podemos dizer que as classes principais dos compostos inorgânicos (óxidos, bases, ácidos e sais) se relacionam de uma forma muito estreita, a tal ponto que a partir de uma se pode chegar às outras. Existe ainda uma outra particularidade que ficou clara ao longo do estudo das diferentes classes dos compostos inorgânicos, que é o facto de tanto os ácidos como as bases e os sais se dissociarem em água conduzindo por isso a corrente eléctrica.

RESUMO

As principais classes dos compostos inorgânicos são: os **óxidos**, os **ácidos**, as **bases** e os **sais**.

Óxidos são compostos binários formados por oxigénio e um outro elemento qualquer.

Os óxidos classificam-se em: **metálicos** ou **básicos** e **não metálicos** ou **ácidos**.

Segundo Arrhenius, **ácidos** são todas as substâncias que em solução aquosa libertam iões hidrogénio (H^+) e **bases** são todas as substâncias que em solução aquosa libertam iões hidróxido (OH^-).

Os ácidos podem ser classificados com base na presença de oxigénio, no número de elementos na molécula e no número de hidrogénios dissociáveis sob a forma de iões H^+ .

As bases podem ser classificadas com base na solubilidade e no número de iões hidróxido (OH^-) que possuem.

Os **ácidos mais importantes** são: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 e H_3PO_4 .

As **bases mais importantes** são: NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Mg(OH)_2 , Al(OH)_3 e NH_4OH .

Os ácidos reagem com: metais activos, bases, óxidos metálicos e sais.

As bases reagem com: ácidos, óxidos não metálicos e sais.

As soluções aquosas dos ácidos e bases têm acção sobre os indicadores.

Indicadores ácido-base ou de pH são substâncias que apresentam cores diferentes mediante a presença de ácidos ou de bases. Eles servem, por isso, para identificar ácidos e bases.

Os valores da escala de pH são números que indicam se uma solução é fortemente ácida, moderadamente ácida, neutra, moderadamente básica ou fortemente básica.

Segundo Arrhenius, **sais** são substâncias iónicas que em solução aquosa originam catiões e aniões.

Os sais podem ser classificados com base na presença de oxigénio, no número de elementos constituintes e na sua natureza.

Os **sais mais importantes** são: NaCl , KNO_3 , NH_4NO_3 , CaCO_3 , CaSO_4 , Na_2CO_3 e K_3PO_4 .

As soluções aquosas dos ácidos, das bases e dos sais conduzem a corrente eléctrica porque possuem partículas electricamente carregadas que possibilitam a condução da electricidade.

Óxidos, ácidos, bases e sais são substâncias químicas que têm variadíssimas aplicações em diversos sectores da actividade humana.

Actividades

1. Completa a seguinte tabela de observações experimentais reflectindo o comportamento dos indicadores em meio ácido, básico e neutro.

INDICADOR	CORES APRESENTADAS		
	MEIO ÁCIDO	MEIO BÁSICO	MEIO NEUTRO
Fenolftaleína			
Vermelho de metilo			
Alaranjado de metilo			
Papel de tornasol			
Papel indicador universal			
Extracto de couve-roxa			
Papel indicador de couve-roxa			
Solução aquosa de rabanete			
Solução aquosa de pêra			
Solução aquosa de beterraba			
Chá			

2. Com base nas experiências feitas completa a seguinte tabela.

SOLUÇÃO	INDICADOR	COLORAÇÃO	CLASSIFICAÇÃO
NaOH			
HCl			
Extracto de cinza			
Vinagre			
Sumo de limão			
Lixívia			
Sabão em pó			
Sumo de ananás			
Sumo de caju			
Limpa-vidros			
Água da torneira			
Água destilada			

3. Selecciona a opção correcta.

Indicadores de pH ou ácido-base são substâncias que...

- (A) ... mudam o comportamento dos ácidos e das bases.
 (B) ... mudam de cor dependendo da acidez ou alcalinidade do meio.
 (C) ... transmitem a cor às bases transformando-as.
 (D) ... transmitem a cor aos ácidos transformando-os.

4. Um aluno recebeu do professor quatro soluções (A, B, C e D) para avaliar o carácter químico das mesmas. Para tal, o aluno usou os indicadores fenolftaleína e solução de couve-roxa. Ao fazer as análises obteve os resultados da tabela ao lado.

SOLUÇÃO	CARÁCTER
A	Fortemente ácido
B	Neutro
C	Ligeiramente ácido
D	Básico

- Ordena as soluções por ordem crescente de pH.
- Qual das soluções apresenta maior quantidade de iões H^+ ?
- Qual foi a cor tomada pela fenolftaleína na presença de cada uma das soluções?
- Qual foi a cor tomada pela solução de couve-roxa na presença da solução D?

5. Selecciona a opção correcta.

Na presença de uma solução aquosa de amoníaco, a fenolftaleína fica:

- Azul.
- Rosa.
- Amarela.
- Incolor.

6. Foram preparadas quatro soluções, A, B, C e D, tendo depois sido medido o seu pH. Os resultados das medições estão apresentados na tabela seguinte.

SOLUÇÃO	A	B	C	D
pH	1,31	9,45	7,00	6,7

- Classifica as soluções A, B, C e D usando os valores de pH obtidos.
 - Coloca as soluções A, B, C e D por ordem crescente de quantidade de iões H^+ existentes.
7. Considera os seguintes sais: $NaCl$, $CaCO_3$, $CaSO_4$ e $NaNO_3$.
- Indica o nome dos referidos sais.
 - Que aplicações tem cada um deles no dia-a-dia?
 - Escreve as fórmulas e nomeia os iões que formam os sais considerados.
 - Compara os iões dos referidos sais tendo em conta os seus números de carga e a relação numérica entre eles.

8. Escreve as fórmulas dos seguintes sais:

- Carbonato de potássio.
- Nitrato de ferro(III).
- Carbonato de cobre(II).
- Fosfato de cálcio.
- Fosfato de potássio.

9. Qual é a massa contida em:

- 3 moles de carbonato de sódio;
- 2 moles de nitrato de potássio.

10. Escreve a equação da reacção entre o óxido de magnésio e o ácido nítrico.

11. Escreve a equação da reacção entre o dióxido de enxofre e o hidróxido de cálcio.

12. Identifica as semelhanças que existem nas reacções entre óxidos metálicos e ácidos comparadas às reacções entre óxidos não metálicos e bases.
13. O zinco e o magnésio reagem separadamente com o ácido clorídrico. Escreve as equações das reacções respectivas.
14. Explica por que razão o Zn reage com o HCl mas o Au não.
15. Na reacção química entre o óxido de chumbo(II) e o ácido clorídrico diluído, forma-se uma solução de cloreto de chumbo(II) de cor amarela. Somente depois da solução arrefecer à temperatura ambiente forma-se um precipitado do sal. Justifica este comportamento.
16. Uma solução saturada de cloreto de potássio a 50 °C é arrefecida até 20 °C. Qual é a massa do sal que precipita? Considera a tabela da solubilidade de cloretos da página 42.
17. Foram preparadas por neutralização soluções de cloreto de potássio, sulfato de magnésio, nitrato de cálcio e fosfato de sódio. Escreve para cada reacção a respectiva equação química acertada.
18. Indica as afirmações verdadeiras.
 - (A) Todos os sais dissolvem-se bem em água.
 - (B) Todos os sais resultam só da reacção de um ácido com uma base.
 - (C) Todos os sais são substâncias que conduzem sempre a corrente eléctrica.
 - (D) Todos os sais são constituídos por catiões e aniões.
19. Que massa de nitrato de potássio se forma quando se evapora uma solução que foi preparada a partir da reacção de 15 g de hidróxido de potássio com ácido nítrico?
20. Que massa de hidróxido de sódio reage com o ácido fosfórico para produzir 1 kg de fosfato de sódio?
21. Escreve a equação da reacção química entre o hidróxido de potássio e o ácido clorídrico.
22. Soluções de:
 - a) Nitrato de magnésio;
 - b) Cloreto de cálcio;
 - c) Sulfato de alumínio;
 podem ser obtidas através de reacções de neutralização. Escreve as equações das respectivas reacções de neutralização.
23. Escreve as equações das reacções consecutivas que conduzem à formação do sulfato de zinco a partir do zinco e do enxofre.
24. Formula as equações das reacções que podem conduzir à formação do cloreto de alumínio monobásico que se iniciam com a formação de cloreto de alumínio.
25. Que massa de zinco é consumida se na reacção química entre este metal e o ácido sulfúrico diluído se formarem 20 g de sulfato de zinco?
26. Considera os seguintes sais: NaCl, Na₂CO₃, Ca(OH)Cl, Ca(HCO₃)₂, K₃PO₄, KH₂PO₄ e NaNO₃.
 - a) Nomeia os referidos sais.
 - b) Escreve as equações químicas de dissociação dos mesmos em solução aquosa.
 - c) Indica os sais que são neutros, os que são ácidos e os que são básicos.
 - d) Por que razão as soluções de Na₂CO₃ e de K₃PO₄, apesar de se tratarem de sais neutros, têm carácter alcalino?
 - e) Por que razão as soluções aquosas de NaCl e de NaNO₃ apresentam carácter neutro?

Agora vou experimentar

► EXPERIÊNCIA 1

OBTENÇÃO DE ÓXIDOS METÁLICOS (BÁSICOS) E SUAS PROPRIEDADES

MATERIAIS:

- Tesoura
- Cadinho
- Vareta de vidro
- Suporte para tubos de ensaio
- Papel de filtro
- Pinça
- Tubos de ensaio (3)
- Lamparina de álcool ou bico de Bunsen
- Funil

REAGENTES:

- Fita de magnésio
- Solução de extracto de cinza
- Indicador fenolftaleína
- Solução de hidróxido de sódio
- Água destilada

PROCEDIMENTO:

1. Enumerar os tubos de ensaio de 1 a 3 com um marcador.
2. Cortar um pedaço de fita de magnésio com 1 cm de comprimento, queimá-la com a chama da lamparina e colocá-la no cadinho.
3. Juntar um pouco de água destilada ao pó que se forma e agitar com a vareta de vidro.
4. Filtrar e colocar 1 cm de solução num tubo de ensaio.
5. Colocar no tubo 2 a solução de hidróxido de sódio e no tubo 3 a solução de extracto de cinza até 1 cm.
6. Adicionar em cada um dos tubos 3 gotas de indicador fenolftaleína.
7. Observar atentamente todos os fenómenos que decorrem e registar.
8. Elaborar um esquema da experiência.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. O que acontece quando queimas a fita de magnésio?
2. Escreve a equação da reacção da queima da fita de magnésio.
3. Como se chama o pó que se forma? Indica a sua fórmula química.
4. Como se comporta a mistura de pó e água destilada perante a fenolftaleína?
5. Como se comportam as soluções de hidróxido de sódio e de extracto de cinza perante a fenolftaleína?
6. Que conclusões se podem tirar com base nos comportamentos observados?

► EXPERIÊNCIA 2

ÓXIDOS METÁLICOS REAGEM COM ÁCIDOS FORMANDO UM SAL E ÁGUA

MATERIAIS:

- Tubos de ensaio (3)
- Suporte para tubos de ensaio

REAGENTES:

- CaO, CuO e Fe₂O₃
- H₂SO₄ e HCl
- Água destilada

PROCEDIMENTO:

1. Colocar o CaO no primeiro tubo de ensaio, o CuO no segundo tubo de ensaio e o Fe_2O_3 no terceiro tubo de ensaio.
2. Adicionar a cada óxido contido no tubo, gota a gota, solução de ácido sulfúrico e observar atentamente.
3. Repetir o procedimento dos pontos 1. e 2. substituindo o ácido sulfúrico por ácido clorídrico.
4. Registrar as observações e tirar as devidas conclusões.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Qual é a cor de cada um dos óxidos usados nesta experiência?
2. O que acontece à cor dos óxidos quando reagem com o ácido sulfúrico e com o ácido clorídrico? Justifica.
3. Escreve as equações das reacções ocorridas nos 3 tubos de ensaio com ácido sulfúrico.

► EXPERIÊNCIA 3

PROPRIEDADES DOS ÓXIDOS ÁCIDOS

MATERIAIS:

- Provetas ou garrafas pequenas de plástico (2)
- Tubos de ensaio (5)
- Palhinha
- Colher de combustão
- Vareta de vidro
- Suporte para tubos de ensaio

REAGENTES:

- Solução de ácido clorídrico
- Vinagre
- Papel indicador universal ou indicador azul de tornasol
- Sumo de limão
- Água destilada

PROCEDIMENTO:

1. Colocar alguns miligramas de enxofre numa colher de combustão e aquecer até que o enxofre comece a arder. De seguida, colocar a colher de combustão no interior da proveta ou garrafa e deixar que arda até a chama se extinguir. Retirar a colher e colocar água destilada sob agitação.
2. Colocar água destilada numa proveta ou garrafa de plástico até um terço e com a palhinha fazer borbulhar dióxido de carbono por ti expirado.
3. No primeiro tubo de ensaio colocar 1 cm de solução contendo SO_2 .
4. No segundo tubo de ensaio colocar 1 cm de solução contendo CO_2 .
5. No terceiro tubo de ensaio colocar 1 cm de solução de ácido clorídrico.
6. No quarto tubo de ensaio colocar 1 cm de sumo de limão.
7. No quinto tubo de ensaio colocar 1 cm de vinagre.
8. Mergulhar uma vareta sempre lavada e limpa em cada um dos ensaios e deixar que a gota molhe o papel indicador universal (ou deitar 2 gotas de indicador tornasol).
9. Observar atentamente todos os fenómenos que decorrem e registar.
10. Elaborar um esquema da experiência.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Perante o indicador universal (ou tornasol) indica como se comportam as soluções de:
 - a) Dióxido de carbono.
 - b) Dióxido de enxofre.
 - c) Ácido clorídrico.
 - d) Sumo de limão.
 - e) Vinagre.
2. Que conclusões se podem tirar com base nos comportamentos observados?
3. Escreve as equações de formação dos ácidos pela reacção de SO_2 e CO_2 com água.

► EXPERIÊNCIA 4

OS ÓXIDOS NÃO METÁLICOS REAGEM COM BASES PARA FORMAR UM SAL E ÁGUA

MATERIAIS:

- Tubos de ensaio ou garrafas pequenas de água (2)
- Palhinha

REAGENTES:

- Solução de hidróxido de cálcio ou de hidróxido de bário
- Dióxido de carbono (expirado)
- Dióxido de enxofre (produzido sob orientação do professor a partir de sulfito de sódio e ácido sulfúrico)

PROCEDIMENTO:

1. Colocar 1 cm de solução de hidróxido de cálcio no primeiro tubo de ensaio e com uma palhinha fazer borbulhar o dióxido de carbono por ti expirado.
2. Com a ajuda do professor montar a aparelhagem para a produção de dióxido de enxofre a partir de sulfito de sódio e ácido sulfúrico, de modo que o gás que se liberta borbulhe na solução de hidróxido de cálcio.
3. Observar atentamente e registrar as observações.
4. Tirar as devidas conclusões.

► EXPERIÊNCIA 5

PROPRIEDADES DOS ÁCIDOS

MATERIAIS:

- Vidro de relógio
- Conta-gotas
- Tubos de ensaio ou copos descartáveis

REAGENTES:

- | | | |
|--------------------------------------|---------------------|---------------------|
| • Ácido sulfúrico concentrado | • Ácido clorídrico | • Giz |
| • Vinagre | • Sumo de limão | • Casca de ovo |
| • Indicadores (universal e tornasol) | • Água destilada | • Pedaco de mármore |
| • Açúcar | • Pedaco de algodão | • Concha marinha |
| • Pedaco de tecido | | |

5A) O ácido sulfúrico carboniza as substâncias orgânicas



PROCEDIMENTO:

1. Colocar, gota a gota, ácido sulfúrico concentrado sobre as seguintes substâncias num vidro de relógio limpo e seco: açúcar, pedaco de algodão e pedaco de tecido. Observar atentamente.
2. Tirar as devidas conclusões sobre as propriedades do ácido sulfúrico.

5B) O ácido clorídrico destrói o mármore, a casca de ovo, as conchas e o giz



PROCEDIMENTO:

1. Colocar um pedaco de giz, outro de casca de ovo, outro de concha marinha e outro de mármore em 4 tubos de ensaio, respectivamente.
2. Adicionar a cada tubo ácido clorídrico até perfazer 1 cm e observar atentamente.
3. Registrar as observações e tirar as devidas conclusões sobre:
 - As propriedades do ácido;
 - As propriedades do giz, da casca de ovo, das conchas e do mármore.
 (Nota: Antes informa-te sobre a constituição destas substâncias.)

**5C) Os ácidos alteram a cor dos indicadores****PROCEDIMENTO:**

1. Colocar as soluções de ácido clorídrico, ácido sulfúrico, sumo de limão e vinagre em 8 tubos de ensaio de modo a formar pares de tubos de cada solução, respectivamente.
2. Adicionar a cada primeiro tubo de cada par 3 gotas de indicador universal e ao segundo tubo de cada par 3 gotas de indicador tornasol.
3. Registrar as observações e tirar as devidas conclusões.

**5D) Reacção entre metais activos e ácidos****MATERIAIS:**

- Tubos de ensaio (ou copos descartáveis pequenos)

REAGENTES:

- Magnésio
- Ferro
- Solução de sulfato de cobre
- Zinco
- Água destilada
- Solução de ácido clorídrico 2 M

PROCEDIMENTO:

1. Colocar separadamente pedaços mais ou menos iguais de magnésio, zinco granulado e ferro num tubo de ensaio ou num copo descartável contendo ácido clorídrico 2 M.
2. Observar atentamente como decorre a reacção do metal com o ácido e anotar as observações numa tabela por ti elaborada.
3. Juntar ao recipiente contendo ferro solução de sulfato de cobre e observar atentamente.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. O que acontece às substâncias açúcar, tecido e algodão quando se lhes adiciona ácido sulfúrico? Que propriedade revela o ácido sulfúrico nessa experiência?
2. O que acontece aos materiais mármore, casca de ovo, giz e concha marinha quando se adiciona ácido clorídrico? Que propriedades revela o ácido nessa experiência? Escreve a equação da reacção geral dessa experiência.
3. Como se comportam os indicadores universal e tornasol perante os ácidos?
4. Qual dos metais parece ser mais activo? Justifica a tua afirmação.
5. Por que razão o ferro reage melhor em presença da solução de sulfato de cobre? Justifica a tua resposta.

► EXPERIÊNCIA 6**PROPRIEDADES DAS BASES****6A) Obtenção de soluções básicas e solubilidade das bases****MATERIAIS:**

- Gobelês ou garrafas pequenas de água

REAGENTES:

- Água destilada
- Fenolftaleína
- Vermelho de metilo
- Hidróxido de potássio
- Hidróxido de bário
- Indicador universal
- Azul de tornasol
- Hidróxido de sódio
- Hidróxido de cálcio



Atenção! Os hidróxidos são corrosivos.

PROCEDIMENTO:

1. Colocar cerca de 0,1 g de cada um dos hidróxidos em diferentes gobelés contendo 50 mL de água destilada e agitar.

6B) As bases alteram a cor dos indicadores**PROCEDIMENTO:**

1. Distribuir cada uma das soluções básicas obtidas por 4 tubos de ensaio e rotulá-los, formando 4 grupos de 4 tubos cada.
2. No primeiro tubo de cada grupo colocar umas gotas de indicador universal.
3. No segundo tubo de cada grupo colocar umas gotas de fenolftaleína.
4. No terceiro tubo de cada grupo colocar umas gotas de azul de tornasol.
5. No quarto tubo de cada grupo colocar umas gotas de vermelho de metilo.
6. Agitar e observar atentamente.
7. Registrar as observações.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

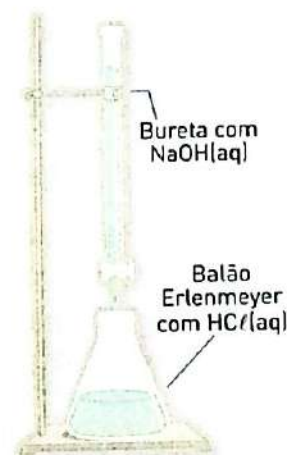
1. Que bases são muito solúveis em água?
2. Que bases são pouco solúveis em água?
3. Escreve as equações da dissociação das bases em água.
4. Constrói uma tabela que mostre o comportamento dos diferentes indicadores perante as diferentes bases.
5. Tira conclusões sobre as experiências.

► EXPERIÊNCIA 7**NEUTRALIZAÇÃO DE UM ÁCIDO POR UMA BASE****MATERIAIS:**

- Pipetas de 20 mL
- Bureta de 50 mL
- Garrafa de esguicho com água destilada
- Pipetador
- Balões Erlenmeyer (4)
- Suporte

REAGENTES:

- Solução de ácido clorídrico de concentração desconhecida
- Solução de hidróxido de sódio 0,1 M
- Água destilada
- Indicador fenolftaleína

**PROCEDIMENTO:**

1. Com a ajuda do professor montar a aparelhagem para a titulação como se ilustra na figura acima.
2. Preparar 4 balões Erlenmeyer.
3. No primeiro colocar 50 mL de água, 3 gotas de indicador fenolftaleína e 1 a 2 gotas de solução básica de hidróxido de sódio.
4. Nos restantes 3 balões colocar, com uma pipeta e com ajuda do pipetador, 20 mL de solução de ácido clorídrico, 3 gotas de indicador fenolftaleína e perfazer com água destilada até ao volume de cerca de 50 mL, usando o esguicho.

5. Executar a titulação com a ajuda do professor, deixando gotejar sob constante agitação a base sobre o ácido até que a titulação termine.
6. Verificar o volume da base consumida e anotar.
7. Repetir a operação com os outros balões e anotar sempre os volumes de base consumidos.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Para que serve o indicador fenolftaleína nesta titulação?
2. O que é e para que serve uma titulação?
3. Calcula a concentração do ácido.

► **EXPERIÊNCIA 8**

DETERMINAÇÃO DO pH DE MATERIAIS DO DIA-A-DIA

MATERIAIS:

- Gobelés (4)

REAGENTES:

- Vinagre
- Sumo de limão
- Água destilada
- Pasta dentífrica
- Sabão
- Papel indicador universal

PROCEDIMENTO:

1. Nos gobelés, dissolver em água destilada cada um dos reagentes utilizados no dia-a-dia.
2. Com uma tira de papel indicador universal, medir o pH de cada um dos materiais.
3. Registrar os valores obtidos.
4. Concluir acerca do carácter ácido, básico e neutro dos materiais.

► **EXPERIÊNCIA 9**

SOLUBILIDADE DE SAIS

MATERIAIS:

- Gobelés ou garrafas de plástico pequenas (4)
- Varetas de vidro (4)
- Balança

REAGENTES:

- Cloreto de sódio
- Carbonato de sódio
- Cloreto de potássio
- Sulfato de cálcio

PROCEDIMENTO:

1. Colocar 0,1 g de cada um dos sais em cada um dos gobelés, respectivamente, e rotulá-los para saberes que sal está em cada gobelé.
2. Juntar a cada gobelé 50 mL de água e agitar com a vareta de vidro respectiva.
3. Observar atentamente e anotar as observações.
4. Construir uma tabela apresentando a solubilidade dos sais.
5. Classificar os sais quanto à sua solubilidade.

► EXPERIÊNCIA 10

CONDUTIBILIDADE ELÉCTRICA DE SOLUÇÕES DE ÁCIDOS, BASES E SAIS

MATERIAIS:

- Circuito eléctrico contendo uma placa para pilhas
- Lâmpada pequena
- Fios condutores
- Eléctrodos (2)
- Copos descartáveis (4)

REAGENTES:

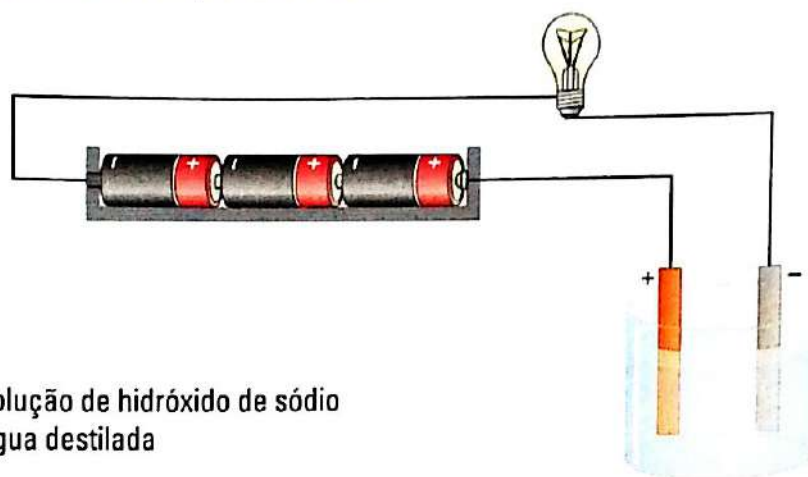
- Solução de ácido clorídrico
- Solução de hidróxido de sódio
- Solução de cloreto de sódio
- Água destilada

PROCEDIMENTO:

1. Colocar as soluções do ácido, da base, do sal e a água destilada em cada um dos copos devidamente identificados.
2. Montar o circuito conforme ilustra a figura (em caso de dúvida pergunta ao professor).
3. Mergulhar os eléctrodos na solução ácida e observar o que acontece.
4. Repetir o mesmo procedimento, mergulhando os eléctrodos na solução básica.
5. Repetir o mesmo procedimento, mergulhando os eléctrodos na solução salina de cloreto de sódio.
6. Mergulhar os eléctrodos na água destilada e observar o que acontece com a lâmpada.
7. Registrar numa tabela todas as observações.

RESPONDE ÀS SEGUINTEs QUESTÕES:

1. Como se comportam as diferentes soluções à passagem da corrente eléctrica? Justifica o comportamento com base em equações possíveis.



► EXPERIÊNCIA 11

REACÇÕES DOS SAIS – DUPLA TROCA

MATERIAIS:

- Tubos de ensaio (6)

REAGENTES:

- Iodeto de sódio sólido
- Carbonato de sódio sólido
- Solução de ácido sulfúrico
- Água destilada
- Carbonato de cálcio sólido
- Solução de nitrato de chumbo
- Solução de hidróxido de bário

PROCEDIMENTO:

1. Colocar um pouco de carbonato de cálcio no primeiro tubo de ensaio e, de seguida, a solução de ácido sulfúrico.
2. No segundo tubo de ensaio colocar um pouco de carbonato de sódio e dissolvê-lo em água destilada. De seguida, colocar gota a gota a solução de hidróxido de bário.
3. No terceiro tubo colocar um pouco de iodeto de sódio, dissolvê-lo em água destilada e acrescentar gota a gota a solução de nitrato de chumbo.
4. Observar atentamente e anotar as observações numa tabela construída por ti.
5. Escrever as equações das reacções respectivas.

Zr
Zirconium
72

Hf
Hafnium
72

Ta
Tantalum
73

105

100



2

ESTRUTURA ATÔMICA E TABELA PERIÓDICA

1. HISTÓRIA DA TEORIA ATÔMICA

- 1.1. Modelo atômico de Dalton
- 1.2. Modelo atômico de Thomson
- 1.3. Modelo atômico de Rutherford
- 1.4. Modelo atômico de Bohr
- 1.5. Isótopos

2. A CONSTITUIÇÃO DA ELECTROSFERA E A ORDENAÇÃO DOS ELECTRÕES

3. HISTÓRIA DA TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

4. CONSTITUIÇÃO DA TABELA PERIÓDICA E ESTRUTURA ATÔMICA

5. REGULARIDADES DA TABELA PERIÓDICA

- 5.1. Valência dos elementos
- 5.2. Carácter metálico e não metálico
- 5.3. Electronegatividade (E_N)
- 5.4. Energia de ionização (E_i) – capacidade de formar iões
- 5.5. Capacidade de formar óxidos, ácidos e bases
- 5.6. Raio atômico (r_A)

2

ESTRUTURA ATÔMICA E TABELA PERIÓDICA

Vou aprender

- A história da teoria atômica: modelos atômicos de Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr
- As partes constituintes do átomo (núcleo e electrosfera) e as partículas subatômicas (prótons, neutrões e electrões)
- A identificar correctamente os isótopos de um elemento químico e a efectuar cálculos envolvendo partículas subatômicas
- A história da Tabela Periódica e a relacionar a estrutura electrónica dos átomos de um elemento com a sua posição na Tabela Periódica
- A explicar as regularidades da Tabela Periódica ao longo do grupo e do período
- A localizar correctamente os elementos e a distinguir os metais e os não-metais na Tabela Periódica

1. História da teoria atômica

O nosso conhecimento actual sobre a constituição dos átomos exprime os resultados obtidos pelos cientistas, ao longo das diferentes épocas da História, da pesquisa sobre o nosso mundo. Uma visão geral sobre os grandes desenvolvimentos que ocorreram ao longo dos tempos permite-nos perceber esse desenvolvimento como sendo histórico. Nesse contexto, os modelos sobre a estrutura do átomo foram sendo progressivamente desenvolvidos à medida que novos resultados experimentais já não podiam ser suportados ou esclarecidos com o modelo existente.

Como sabes da 8.ª classe, as primeiras teorias que referem que a matéria seria constituída por átomos surgem na Antiguidade. Nessa época, os filósofos Demócrito e Leucipo supunham que o nosso mundo seria constituído por espaço vazio e por partículas indivisíveis chamadas átomos. O espaço vazio estaria em distensão infinita e os átomos seriam também em número infinito. Segundo estes filósofos os átomos não teriam sido criados por Deus e seriam indestrutíveis. Através da sua união e do seu movimento no espaço, formar-se-iam todas as substâncias e formas existentes na Natureza. Esta teoria que tentava esclarecer a multiplicidade dos diferentes fenómenos da Natureza e que não se baseava em forças sobrenaturais, aliada ao desenvolvimento de muitas experiências com substâncias a partir do século XVI, influenciou o desenvolvimento das Ciências nos séculos XVII e XVIII d. C.

1.1. Modelo atômico de Dalton

O cientista inglês John Dalton, em 1808, usando as ideias de Demócrito e Leucipo e os resultados experimentais efectuados com substâncias gasosas, propôs o primeiro modelo atômico que se sustentava no seguinte conjunto de hipóteses:

- A matéria seria constituída por partículas esféricas muito pequenas, indivisíveis e indestrutíveis chamadas átomos.
- Cada elemento químico seria constituído por átomos iguais.
- Os átomos de elementos diferentes teriam pesos diferentes.
- Nas reacções químicas, os átomos não seriam criados nem destruídos, somente se modificaria a sua distribuição.



Fig. 1 – John Dalton.

Foi com base nessas hipóteses que Dalton conseguiu esclarecer, por exemplo, que o hidrogénio e o oxigénio reagem numa proporção fixa. Assim a teoria atômica de Dalton ajudava a esclarecer as leis formuladas experimentalmente. No entanto, o modelo de Dalton não foi facilmente aceite pela comunidade científica porque nunca ninguém havia observado os átomos. Dalton viveu numa época em que o capitalismo se estava a desenvolver. Nessa época a necessidade de utilizar os conhecimentos científicos e tecnológicos para melhorar e aumentar a produção era cada vez maior. Assim, a investigação científica começou a ser financiada. A descoberta do electrão, dos raios X e da radioactividade no final do século XIX veio mostrar que afinal de contas o átomo não era indivisível e que era constituído por outras partículas ainda mais pequenas. Assim, o modelo de Dalton foi abandonado, tendo sido apresentados, logo de seguida, novos modelos mais consistentes.

1.2. Modelo atômico de Thomson



Fig. 3 – Joseph John Thomson.

Em 1903, Joseph John Thomson, baseado nas novas descobertas, principalmente na descoberta do electrão por ele mesmo, formulou também o seu modelo atômico.

Ele admitiu que os átomos eram partículas electricamente neutras, contendo no seu interior cargas eléctricas negativas ou electrões embebidos numa “sopa” de carga positiva, como as passas num bolo. Este modelo não permitia saber quantos electrões teria cada átomo, tendo sido, por isso, rapidamente ultrapassado pelos modelos de Rutherford e Bohr.

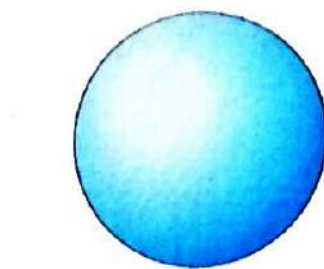


Fig. 2 – Modelo atômico de Dalton: pequena esfera maciça.

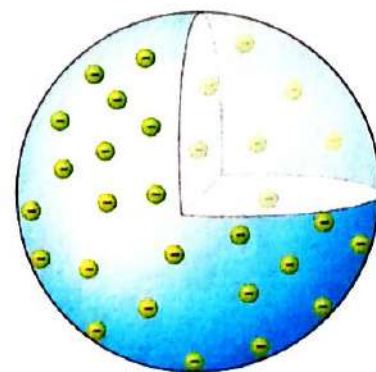


Fig. 4 – Modelo atômico de Thomson: modelo “bolo de passas”.

1.3. Modelo atômico de Rutherford



Fig. 5 – Ernest Rutherford.

Para examinar a hipótese de Thomson e para determinar com maior exactidão a estrutura interna do átomo, Ernest Rutherford, físico neozelandês, realizou uma série de experiências, tendo proposto um novo modelo em 1907, que ficou conhecido como modelo planetário do átomo.

O modelo atômico de Rutherford está intimamente relacionado com a experiência de Rutherford (1911).

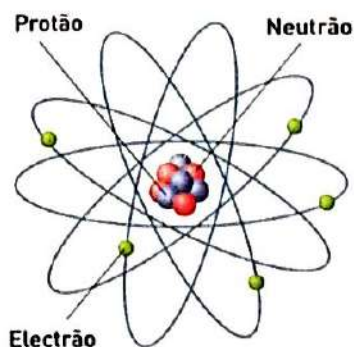


Fig. 6 – Modelo atômico de Rutherford: modelo nuclear.

EXPERIÊNCIA DE RUTHERFORD

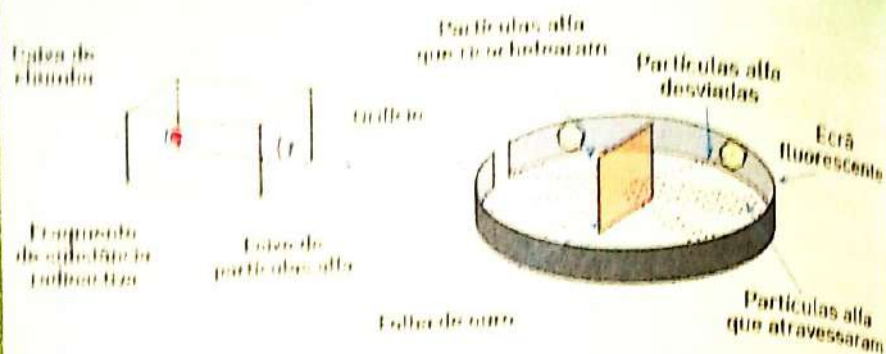


Fig. 7 - Experimento de Rutherford

Rutherford observou que:

- De 10 000 partículas alfa emitidas somente uma sofre reflexão ao chocar com o núcleo e uma outra sofre desvio devido ao facto de passar muito próximo do núcleo que é positivo - cargas do sinal igual repelem-se.
- A maioria das partículas atravessa a electrosfera e pode ser detectada na tela.

Assim sendo, pode-se concluir que:

- A electrosfera é enorme e constituída por um espaço quase vazio onde se encontram os electrões.
- O núcleo é muito pequeno e contém cargas positivas.

O modelo de Rutherford assenta na teoria segundo a qual o átomo teria um núcleo positivo, que seria muito pequeno em relação ao todo mas que teria grande massa, e, ao redor deste, estariam os electrões, que descreveriam órbitas a altas velocidades para não serem atraídos e caírem no núcleo. Mais tarde, baseado nas suas experiências, Rutherford observou que a massa do núcleo era muito maior do que a sua carga e concluiu que no núcleo deveriam existir partículas sem carga eléctrica e de massa quase igual à do protão (partícula com carga positiva). Foi entretanto James Chadwick que, em 1923, designou tais partículas sem carga de neutrões. Assim, o átomo passava a ter um núcleo com protões e neutrões e uma electrosfera com electrões.

Partículas de um átomo

NOME PARTÍCULA	SÍMBOLO	MASSA	CARGA ELÉCTRICA
Protão	p^+	1 u	+1
Neutrão	n	1 u	Electricamente neutro
Electrão	e^-	0,0005 u	-1

Os átomos são electricamente neutros - o número de prótons é igual ao número de electrões.

Repara que a massa do electrão é, aproximadamente, $1/1840$ da massa do protão ou do neutrão,

O modelo de Rutherford apresentava uma lacuna básica. Segundo as leis da mecânica, qualquer corpo que se move a uma certa velocidade perde energia. Assim sendo, o electrão deveria perder energia conduzindo à sua colisão com o núcleo. Mas isso não se verificava, pois se assim fosse os átomos não seriam estáveis.

1.4. Modelo atômico de Bohr

Foi entretanto Niels Bohr, cientista dinamarquês, quem veio esclarecer as lacunas do modelo de Rutherford.

No seu modelo atômico, Niels Bohr esclareceu que:

- Os electrões possuem uma determinada energia e giram em torno do núcleo em órbitas bem definidas sem ganhar nem perder energia. Isto é, as órbitas do electrão correspondem a níveis de energia bem definidos. Estes níveis estáveis de energia são designados por estados estacionários.
- Os electrões não podem ser encontrados entre as órbitas mas podem transitar por "saltos" de uma órbita para outra, absorvendo ou emitindo uma certa quantidade de energia. Assim, quando é fornecida energia ao átomo, um electrão pode transitar de uma órbita para outra mais afastada do núcleo, passando desse modo do estado normal ou fundamental para o estado excitado.
- Um átomo volta do estado excitado ao fundamental quando perde (emite) a quantidade de energia absorvida.

Bohr caracterizou cada nível de energia por um número natural (n), correspondente a uma determinada camada designada pelas letras K, L, M, N, O, P, Q, cuja correspondência se indica na tabela seguinte.

NÍVEL DE ENERGIA (n)	SÍMBOLO DA CAMADA ELECTRÓNICA
1 = 1.º nível	K
2 = 2.º nível	L
3 = 3.º nível	M
4 = 4.º nível	N
5 = 5.º nível	O
6 = 6.º nível	P
7 = 7.º nível	Q

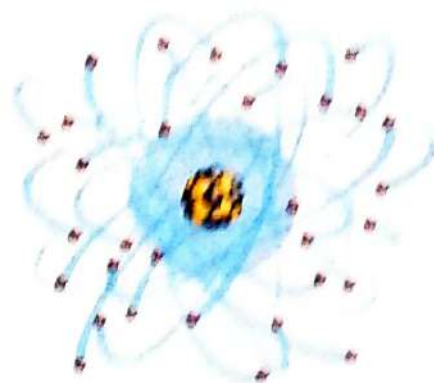


Fig. 8 - Modelo de um átomo



Fig. 9 - Niels Bohr

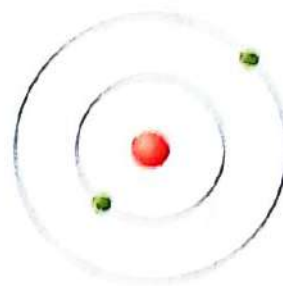
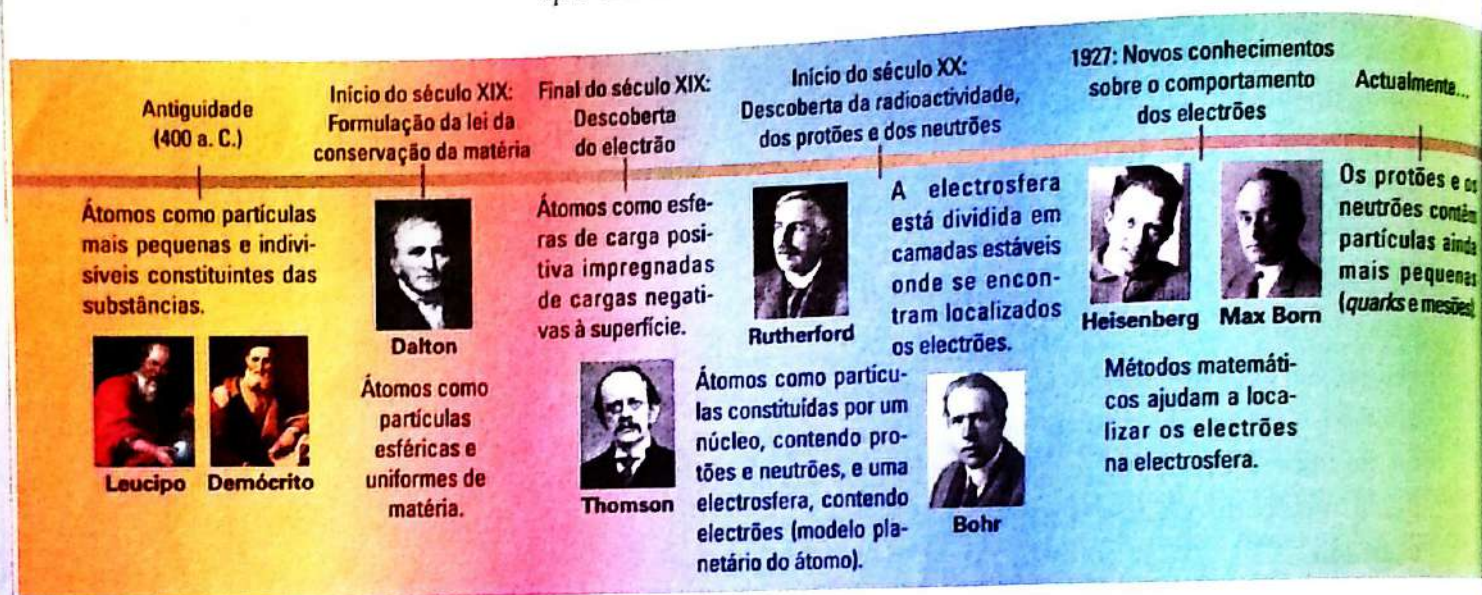


Fig. 10 - Modelo atômico de Bohr

Nesta ordem, o nível 1, o mais próximo do núcleo, tem menor energia, ou seja, quanto maior for o valor de n , maior será a energia do electrão. Por outras palavras, é o mesmo que dizer que um electrão do 1.º nível de energia tem menor energia que um electrão do 2.º nível de energia e assim por diante.

Depois de Bohr, a teoria atômica sofreu e tem sofrido várias modificações muito importantes, principalmente com o apoio da aplicação de métodos matemáticos e novas tecnologias de investigação do átomo.

Hoje os cientistas sabem que os protões e os neutrões são constituídos por outras partículas muito menores chamadas *quarks* e *mesões*, cujas propriedades ainda continuam em estudo. Como deves ter notado, os modelos atômicos têm mudado ao longo das épocas. O esquema abaixo resume de forma clara os diferentes momentos que marcaram o desenvolvimento da teoria atômica.



1.5. Isótopos

Na 8.ª classe, ao estudarmos a unidade sobre a estrutura da matéria, falámos dos conceitos elemento químico, átomo, número atômico, número de massa e isótopos. Nesse contexto definimos que:

Elemento químico é um conjunto de átomos que apresentam o mesmo número atômico, isto é, o mesmo número de protões no núcleo.

O número de massa é o somatório do número de protões e de neutrões no núcleo.

Isótopos são átomos diferentes do mesmo elemento químico, ou seja, são átomos do mesmo elemento que apresentam o mesmo número atômico mas diferem no número de massa.

Os isótopos foram descobertos pelos cientistas enquanto decorriam os estudos sobre a estrutura do átomo. Ao longo desses estudos, os cientistas observaram que existiam átomos do mesmo elemento químico com valores de massas atômicas diferentes. Como as massas atômicas dependem da massa do núcleo, que é dada pela soma entre o número de prótons e o número de nêutrons, e os elementos químicos são caracterizados por terem um **número de prótons fixo**, então concluíram que tais átomos, apesar de serem do mesmo elemento, se diferenciavam no número de nêutrons existentes no núcleo e, conseqüentemente, apresentavam massas atômicas diferentes. Tais átomos denominam-se isótopos.

Na tabela que se segue, estão indicados alguns exemplos que te ajudarão a recordar.

ELEMENTO	NÚMERO ATÔMICO	ISÓTOPOS		
Hidrogênio	1	^1H - Prótio	^2H - Deutério	^3H - Trítio
Oxigênio	8	^{16}O	^{18}O	
Carbono	6	^{12}C	^{14}C	
Cloro	17	^{35}Cl	^{37}Cl	

Nota: Os isótopos do elemento hidrogênio são os únicos que apresentam designações particulares. O prótio e o deutério são naturais e não radioativos. O trítio é radioativo e ocorre em pequenas quantidades nas camadas superiores da atmosfera.

Sabias que os isótopos ajudam a determinar a proveniência dos produtos alimentícios?

Mais uma vez um artigo do jornal retratando um escândalo! A carne estava contaminada! Vendeu-se carne de cabrito geneticamente manipulada! E a população reclama! E a polícia investiga! Para poder chegar a um resultado plausível é importante para a polícia saber qual é a proveniência da carne!

O método da identificação isotópica permite esclarecer o crime.

Um exemplo de contaminação de produtos alimentares poderá ser o seguinte:

- A água da chuva normal contém majoritariamente moléculas de H_2^{16}O ; nesta água, o oxigênio possui o número de massa 16. Porém, a água das chuvas também contém uma pequena percentagem de moléculas de H_2^{18}O , que contém oxigênio com número de massa 18. O ^{18}O , o **oxigênio pesado**, possui o mesmo número de prótons, mas 2 nêutrons a mais do que o ^{16}O . Para além da água que o gado bebe, as plantas por ele ingeridas também consomem moléculas de H_2^{18}O .
- Como a precipitação das chuvas normalmente ocorre no sentido das zonas costeiras para as regiões do interior e a molécula de H_2^{18}O é mais pesada do que a de H_2^{16}O , significa que as primeiras chuvas que caem contêm maior percentagem de H_2^{18}O . Assim, as plantas e os animais das zonas costeiras consomem mais água contendo moléculas de H_2^{18}O do que os do interior.
- Com o afastamento da costa diminui a concentração de H_2^{18}O na carne dos animais. Assim, a carne de gado da Beira deve ter menor quantidade de H_2^{18}O que a carne de gado do Teto.

Em relação ao hidrogênio, enquanto o prótio forma água normal $^1\text{H}_2\text{O}$, o deutério forma água pesada, $^2\text{H}_2\text{O}$. A água pesada em concentrações elevadas inibe o crescimento dos organismos. Muitos rios contêm majoritariamente água normal, mas os glaciares já contêm uma elevada percentagem de água pesada.

De tudo o que foi dito, é possível concluir que:

- O desenvolvimento dos conhecimentos sobre a constituição dos átomos é um processo histórico.
- Os modelos são um conjunto de ideias lógicas que tentam explicar fenómenos observados e estão relacionados com informações de que se dispõe num determinado momento, numa determinada época e que, com o surgimento de novos métodos e resultados, mudam, respondendo às novas questões que são colocadas, isto é, os modelos não são estáticos.
- Convém, porém, frisar que, apesar das mudanças verificadas ao longo do tempo, os cientistas aceitam a hipótese de que toda a matéria é constituída por átomos.

Resumindo:

- A matéria é constituída por átomos.
- Os átomos são formados por um núcleo contendo prótons e neutrões e uma electrosfera contendo electrões.
- Os prótons possuem carga eléctrica positiva.
- Os neutrões não possuem carga eléctrica.
- Os electrões possuem carga eléctrica negativa.
- Os electrões estão distribuídos em camadas de energias bem definidas à volta do núcleo.
- Quando o átomo recebe energia sai do estado fundamental para o estado excitado e quando volta ao estado fundamental emite a energia absorvida.
- A teoria atômica não é estática, ela está constantemente a ser melhorada pelos cientistas, baseados em resultados experimentais e reflexões lógicas.
- Os cientistas continuam a investigar os átomos e descobriram outras partículas no interior dos prótons e dos neutrões designadas por *quarks* e *mesões*.

Actividades

1. Descreve a diferença entre os modelos atômicos de Dalton e de Rutherford.
2. Compara os modelos atômicos de Rutherford e de Bohr.
3. Esclarece com base num exemplo concreto que a representação figurativa dos átomos tem carácter apenas de modelo.
4. Que postulados de Demócrito e Dalton são ainda válidos até hoje?
5. Como deveria a polícia proceder para saber algo sobre a proveniência da carne de cabrito?
6. Selecciona a afirmação correcta.
 - (A) Isótopos são átomos de elementos diferentes com o mesmo número de massa.
 - (B) Isótopos são átomos do mesmo elemento com diferente número atómico.
 - (C) Isótopos são átomos do mesmo elemento com diferente número de neutrões.
 - (D) Isótopos são átomos do mesmo elemento com diferente número de electrões.

2. A constituição da electrosfera e a ordenação dos electrões

O conhecimento sobre o comportamento da electrosfera dos átomos desempenha um papel importante na percepção sobre a forma como eles reagem entre si.

O modelo atómico de Bohr permite-nos perceber e clarificar esse comportamento.

Pelo modelo de Bohr, na electrosfera os electrões giram em volta do núcleo descrevendo órbitas circulares bem definidas. Essas órbitas correspondem a camadas ou níveis de energia. Portanto, no processo de distribuição electrónica, os electrões dos átomos ocupam os diferentes níveis de energia, distribuindo-se por ordem crescente de energia, obedecendo ao princípio de energia mínima.

A estrutura electrónica do átomo é a distribuição dos electrões por níveis com ordem crescente de energia no átomo.

Quando um átomo possui muitos electrões, estes diferenciam-se pela sua energia. Assim existem electrões de energia mais baixa e electrões de energia mais alta. Em qualquer um destes dois grupos existem aqueles electrões cujas energias são semelhantes.

Os electrões de energia mais baixa situam-se nas camadas mais próximas do núcleo ou **internas**, enquanto os de energia mais alta se encontram nas camadas mais afastadas do núcleo ou **externas**. Isto quer dizer que entre a energia do electrão e a distância deste em relação ao núcleo existe uma relação:

Quanto maior for a distância do electrão em relação ao núcleo maior será a energia do electrão.

Para o átomo de hidrogénio, que só possui 1 electrão, os cálculos matemáticos feitos pelos cientistas mostram que esse único electrão se movimenta a uma determinada distância do núcleo (**camada K**) formando uma camada electrónica esférica.

No átomo do gás nobre hélio a camada K fica completamente preenchida. Ela só consegue albergar 2 electrões. Estes 2 electrões possuem energias muito semelhantes.

No átomo do metal lítio que possui 3 electrões, dois deles, os de energia mais baixa, encontram-se na camada K, que fica completamente preenchida, e o terceiro entra na camada L, que começa a ser preenchida.

Para o átomo de oxigénio que possui 8 electrões, dois deles possuem energia mais baixa e encontram-se na camada mais próxima do

núcleo (K) e os restantes seis possuem energia mais elevada e encontram-se numa camada mais afastada do núcleo (L). Os primeiros dois electrões possuem energias semelhantes entre si acontecendo o mesmo com os outros seis.

As camadas electrónicas são regiões da electrosfera, nas quais se podem encontrar electrões de energias semelhantes.

A energia dos electrões pode ser representada esquematicamente usando esquemas de distribuição energética por camadas ou gráficos de energia.

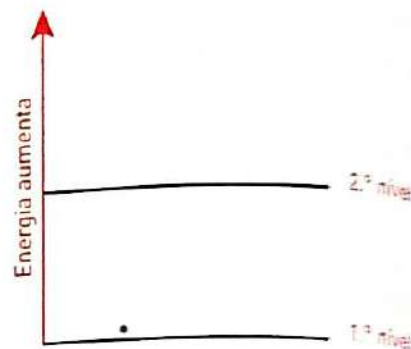
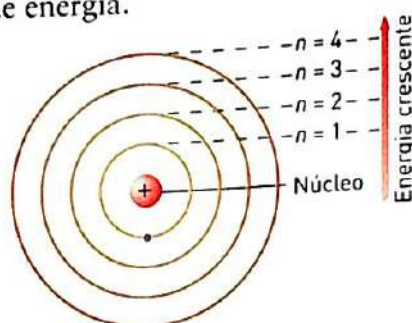


Fig. 11 – Esquema de distribuição energética por camadas e gráfico de energia para o átomo de hidrogénio.

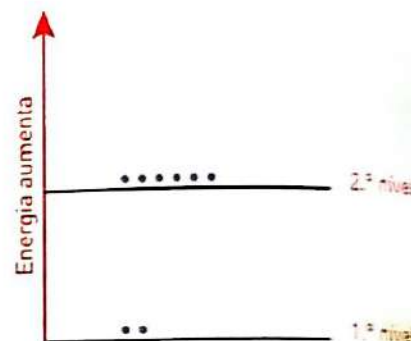
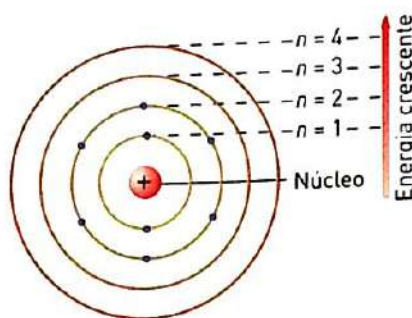


Fig. 12 – Esquema de distribuição energética por camadas e gráfico de energia para o átomo de oxigénio.

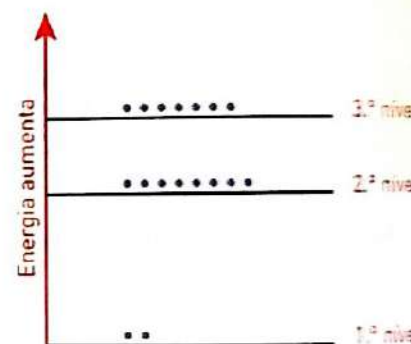
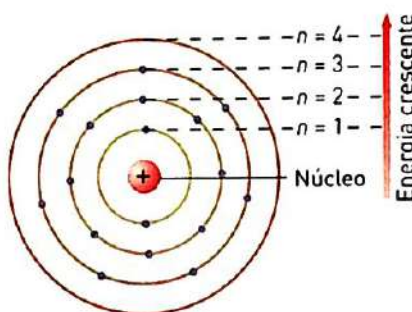


Fig. 13 – Esquema de distribuição energética por camadas e gráfico de energia para o átomo de cloro.

Pode-se ver que o único electrão do átomo de hidrogénio se encontra numa única camada ou nível, enquanto os electrões do átomo de oxigénio estão distribuídos por 2 níveis e os do átomo de cloro por 3 níveis.

Para os electrões dos átomos de todos os elementos conhecidos até hoje, só são possíveis 7 camadas ou níveis energéticos. O átomo de rádio (Ra), por exemplo, possui 7 camadas (níveis), tendo 2 electrões no último nível que é o sétimo.

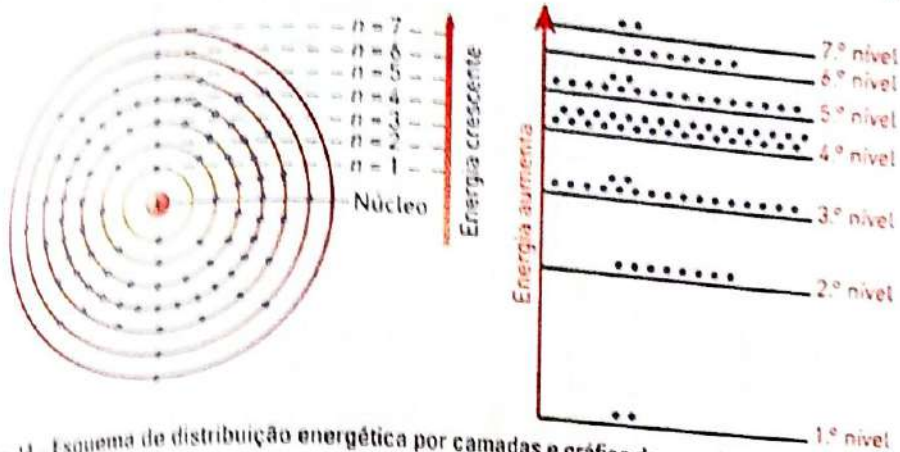


Fig. 14 Esquema de distribuição energética por camadas e gráfico de energia do átomo de rádio.

Os esquemas que representam as camadas electrónicas dos átomos e os esquemas que mostram a distribuição dos electrões nessas camadas são também modelos que pretendem representar a electrosfera.

Se prestares atenção, irás verificar que cada nível ou camada de energia possui um número máximo e definido de electrões (ver tabela abaixo) e os electrões começam a ser distribuídos a partir do primeiro nível de energia. Só depois de completo o primeiro nível é que se começa a preencher o segundo, e assim sucessivamente.

Só quando os níveis de energia inferiores estiverem totalmente preenchidos é que se distribuem os electrões pelos níveis de energia superiores.

Níveis de energia, camadas electrónicas correspondentes e número máximo de electrões por camada

NÍVEL DE ENERGIA	CAMADA	NÚMERO MÁXIMO DE ELECTRÕES
$n = 1$	K	$2 \times 1^2 = 2$
$n = 2$	L	$2 \times 2^2 = 8$
$n = 3$	M	$2 \times 3^2 = 18$
$n = 4$	N	$2 \times 4^2 = 32$

O número máximo de electrões por nível de energia é determinado de acordo com a regra de Stoner, baseada na fórmula:

$$\text{Número-limite de electrões} = 2n^2$$

onde n representa o número de camadas (níveis de energia).

O número de electrões na camada mais externa dos átomos dos elementos varia de 1 a 8. Isto quer dizer que as camadas electrónicas mais externas dos átomos não podem conter mais do que 8 electrões.

O número máximo de electrões permitido no último nível de energia é 8.

Os átomos dos diferentes elementos diferenciam-se pela constituição do núcleo e da electrosfera. O número de prótons no núcleo e o número de electrões na electrosfera no átomo neutro é igual. Se quisermos ordenar átomos diferentes por ordem crescente do número de prótons no núcleo, então será fácil perceber que cada átomo precedente terá um electrão a mais que o seu antecedente como podes observar na tabela seguinte.

Número de prótons e electrões nos átomos dos elementos com duas camadas (K e L)

SÍMBOLO DO ELEMENTO	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
NÚMERO DE PRÓTONS NO NÚCLEO	3	4	5	6	7	8	9	10
NÚMERO DE ELECTRÕES NA ELECTROSFERA	3	4	5	6	7	8	9	10
NÚMERO DE ELECTRÕES NA ÚLTIMA CAMADA	1	2	3	4	5	6	7	8

Como a primeira camada electrónica só possui no máximo 2 electrões, então todos os átomos dos elementos desta tabela possuem 2 camadas.

São os electrões da última camada que determinam o comportamento químico dos átomos.

As camadas electrónicas externas com 8 electrões são muito estáveis. Por essa razão, o néon, o argon e o xénon são gases muito estáveis, isto é, pouco reactivos, e designam-se por gases nobres.

Com excepção dos gases nobres, todos os átomos dos outros elementos têm menos do que oito electrões na última camada e, por isso, são mais reactivos.

Os electrões da última camada dos átomos são designados por electrões de valência. Os electrões de valência são os responsáveis pelas propriedades químicas dos elementos.

É possível representar simbolicamente as camadas electrónicas externas dos átomos dos elementos. Para tal, basta escrever o símbolo do elemento para representar o núcleo e a electrosfera sem a última camada. O número dos electrões da última camada é representado por pontos que envolvem o símbolo do elemento, como se pode ver nos exemplos que se seguem.

Representação simbólica das camadas electrónicas externas dos átomos dos elementos com duas camadas

SÍMBOLO DO ELEMENTO	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
PRÓTONS NO NÚCLEO	3	4	5	6	7	8	9	10
ELECTRÕES NA ELECTROSFERA	3	4	5	6	7	8	9	10
ELECTRÕES EXTERNOS (DE VALÊNCIA)	1	2	3	4	5	6	7	8
REPRESENTAÇÃO SIMBÓLICA	Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•

Actividades

- Desenha o modelo de Bohr para a distribuição electrónica de cada um dos elementos da tabela ao lado.
- Consulta a Tabela Periódica dos Elementos do teu manual, selecciona os elementos com os números atómicos 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17 e 18 e constrói uma tabela semelhante à tabela ao lado.
- Compara as duas tabelas e indica as semelhanças existentes entre os elementos de ambas.
- O que são electrões de valência e qual é a sua função no átomo?

Na 8.^a classe, ao falarmos sobre a estrutura da matéria e reacções químicas (Unidade 3), vimos a constituição do átomo e aprendeste as partículas que constituem os átomos. Vamos então rever estes conceitos para melhor consolidares os teus conhecimentos. Os conceitos mais importantes a rever são:

Número atómico (Z) é igual ao número de protões (p) do núcleo que é igual ao número de electrões (e) na electrosfera do átomo neutro:

$$Z = p = e$$

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

Número de massa (A) é igual à soma do número de protões (ou número atómico, Z) e do número de neutrões (n) do núcleo de um átomo:

$$A = Z + n$$

Lembra-te que o número de protões nos átomos de um dado elemento é o código desse elemento. Este número nunca varia.

Recorda também que apesar de existirem átomos nos quais o número de protões e de neutrões no núcleo é igual, isso não acontece sempre. É por isso que existem isótopos de um dado elemento, isto é, átomos que apresentam o mesmo valor de Z , mas valores diferentes de A . Assim sendo, esses átomos diferenciam-se pelo número de neutrões que apresentam.

Relembra ainda que a carga eléctrica do protão é (+1), a do neutrão é (0) e a carga eléctrica do electrão é (-1). Assim, como no átomo o número de protões é igual ao número de electrões, as cargas anulam-se tornando o átomo neutro.

Actividades

1. Completa a seguinte tabela.

SÍMBOLO	Li	Be	B	C	N
A	7	9			14
Z		4	5	6	7
n			6	6	
e	3				

2. Completa a tabela seguinte e indica somente os elementos que são isótopos (as letras L, Y, Z, E e G não correspondem a símbolos químicos).

ELEMENTO	L	Y	Z	E	G	Isótopos
Número atómico	20	19		21		
Número de massa		41	40		43	
Número de electrões					20	
Número de neutrões	21		20	21		

3. Completa a tabela seguinte e identifica os átomos que pertencem ao mesmo elemento químico (as letras E, G, L, Y e Z não correspondem a símbolos químicos).

ELEMENTO	E	G	L	Y	Z	Átomos do mesmo elemento químico
Número atómico	21	19				
Número de massa		41	42	42	43	
Número de electrões				20	20	
Número de neutrões	21		21			

4. O átomo de um determinado elemento M pode ser representado simbolicamente da seguinte forma:



a) Determina o seu número atómico, sabendo que o número de massa do átomo do referido elemento é igual a 7.

b) Quantos electrões tem o elemento M na última camada?

3. História da Tabela Periódica dos Elementos

Até à Idade Média o conhecimento que se tinha sobre os elementos era escasso. Até então, só se conheciam cerca de 14 elementos. A partir do século XVIII o número de elementos conhecidos duplicou e no século XIX foi enunciada a primeira definição cientificamente provada de elemento químico e a partir daí foram descobertos mais 54 elementos. Isto fez com que nos finais do século XIX já fossem conhecidos 82 elementos químicos. Nós conhecemos hoje cerca de 111 elementos. A partir da combinação entre eles conhecem-se milhões de compostos químicos.

Com um aumento cada vez maior de elementos e compostos químicos tornou-se obviamente necessário classificá-los e sistematizá-los. Todos os elementos até hoje descobertos encontram-se ordenados e sistematizados na Tabela Periódica dos Elementos. Tal sistematização tem como base a lei periódica.

Na Tabela Periódica dos Elementos estão representados não somente os símbolos dos elementos, mas também dados importantes sobre os mesmos, como o número atômico, a massa atômica, entre outros. A partir da posição que um determinado elemento ocupa na Tabela Periódica, é possível saber o comportamento do mesmo. Assim, a Tabela Periódica não é somente uma simples tabela na qual foram colocados todos os elementos que se conhecem, mas representa, já lá vão mais de 100 anos, um meio de trabalho para a ciência Química.

► As primeiras classificações dos elementos químicos

A primeira classificação dos elementos foi feita por Berzelius quando dividiu os elementos em metais e não-metais. Logo depois surgiu a noção de valência e nessa altura, Dumas, químico francês, subdividiu os metais e não-metais em monovalentes, bivalentes, trivalentes, etc. Estas classificações foram muito importantes, pois permitiram prever as fórmulas dos compostos químicos.

Em 1829, o químico alemão Johann Wolfgang Dobereiner notou que os elementos químicos semelhantes podiam ser reunidos em grupos de 3. Esses grupos foram designados por "tríadas de Dobereiner". Ele observou ainda que o peso atômico de um dos elementos da tríada era a média aritmética dos pesos atômicos dos outros dois, enunciando assim a Lei das tríadas.



Fig. 15 – Johann Wolfgang Dobereiner.

Lei das tríadas de Dobereiner:

Os elementos químicos semelhantes formam grupos de três onde o peso atômico de um deles é a média aritmética dos pesos atômicos dos outros dois.

Algumas tríadas de Dobereiner estão sistematizadas na tabela que se segue.

Triadas de Dobereiner

1.ª TRIÁDA	2.ª TRIÁDA	3.ª TRIÁDA	4.ª TRIÁDA
Li (7)	Cl (35,5)	Ca (40,08)	S (32,06)
Na (23)	Br (79,9)	Sr (87,62)	Se (78,96)
K (39)	I (126,9)	Ba (137,33)	Te (127,60)

Em 1864, o químico inglês John Newlands colocou os elementos por ordem crescente dos seus pesos atômicos em colunas verticais de sete elementos e notou que os elementos das colunas horizontais eram semelhantes.

Newlands notou que de sete em sete elementos havia repetição de propriedades, isto é, que o oitavo elemento a partir de qualquer um deles tinha as propriedades do primeiro, tendo traduzido as suas observações numa lei que ficou conhecida como **lei das oitavas**, em analogia com a repetição das sete notas musicais fundamentais no teclado de um piano.

Lei das oitavas de Newlands

H	F	Cl
Li	Na	K
Be	Mg	Ca
B	Al	
C	Si	
N	P	
O	S	

Na tabela anterior, cada uma das duas primeiras colunas contém sete elementos, como formulou Newlands. Os elementos da segunda coluna repetem as propriedades dos da primeira do seguinte modo: o hidrogénio é quimicamente semelhante ao flúor e ao cloro, enquanto o lítio é quimicamente semelhante ao sódio e ao potássio e assim por diante. A classificação de Newlands funcionava bem até ao cálcio, pois na época ainda não se conheciam todos os elementos que se conhecem nos dias de hoje.

► A classificação de Lothar Meyer e de Mendeleiev

Foram entretanto os químicos Julius Lothar Meyer (alemão) e Dimitri Ivanovitch Mendeleiev (russo) que, trabalhando de forma independente, numa altura em que já eram conhecidos cerca de 60% dos elementos que se conhecem hoje, elaboraram a famosa classificação dos elementos, que é usada actualmente na forma da Tabela Periódica dos Elementos. Lothar Meyer baseou-se na variação das



Fig. 16 – John Newlands.

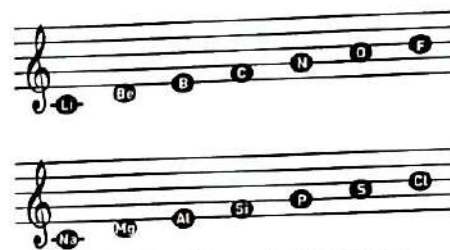


Fig. 17 – Lei das oitavas de Newlands.



Fig. 18 – Julius Lothar Meyer.



Fig. 19 – Dimitri Ivanovitch Mendeleiev.

propriedades dos elementos em função dos volumes atômicos para enunciar a lei periódica de forma independente.

Foi, entretanto, Mendeleiev o primeiro a enunciar a lei periódica dos elementos. Nessa altura, enquanto escrevia o seu livro de química inorgânica, organizou os elementos na forma de uma tabela criando uma carta para cada um dos 63 elementos conhecidos na época. Cada carta continha o símbolo, a massa atômica e as propriedades químicas do elemento. Colocando todas as cartas numa mesa, ele organizou-as por ordem crescente das suas massas atômicas, agrupando os elementos com propriedades semelhantes, construindo desse modo a sua Tabela Periódica. Como na época não havia a noção de número atômico, a lei foi enunciada por Mendeleiev em termos de massas atômicas.

As propriedades físicas e químicas dos elementos são funções periódicas das suas massas atômicas

Fig. 20 – A fotografia mostra a Tabela Periódica de Mendeleiev construída num prédio onde viveu, em Sampetersburgo (Rússia).

A forma primitiva da Tabela Periódica de Mendeleiev era muito semelhante à Tabela Periódica actual. Ela tinha algumas vantagens sobre outras tabelas ou teorias antes apresentadas, pois mostrava semelhanças numa rede de relações vertical, horizontal e diagonal. Apesar de não conter o grupo dos gases nobres, e alguns outros elementos, pois ainda não eram conhecidos na época, a classificação de Mendeleiev deixou espaços vazios, prevendo a descoberta de novos elementos que vieram posteriormente a ser preenchidos, após as respectivas descobertas. Esta classificação serviu de base para a elaboração da actual Tabela Periódica, que, além de catalogar todos os elementos conhecidos, fornece inúmeras informações sobre o comportamento de cada um.

4. Constituição da Tabela Periódica e estrutura atômica

A ordenação dos elementos na Tabela Periódica de Mendeleiev pode ser hoje facilmente esclarecida com base na constituição do átomo.

Até 1900, a organização dos elementos era feita com base nas respectivas massas atômicas. Logo após as experiências que comprovaram a existência de um núcleo contendo cargas positivas e partículas neutras e uma electrosfera contendo electrões como regiões e partículas fundamentais do átomo, Henry G. S. Moseley, discípulo de Rutherford, descobriu que o valor da carga nuclear (número de protões no núcleo ou número atómico) era muito bem definido por números inteiros e era específico para cada elemento. Ordenando os elementos por ordem crescente do seu número atómico, Moseley verificou que a disposição era idêntica à obtida por Mendeleiev. Deste modo, Moseley reformulou a lei periódica da seguinte forma:

As propriedades dos elementos são uma função periódica dos seus números atómicos.

Assim, ficou definido que o número de protões no núcleo do átomo determina a sua posição na Tabela Periódica dos Elementos. O número atómico passou a ser designado por **número de ordem**, constituindo deste modo o código do elemento na Tabela Periódica.

Número atómico = número de protões = número de ordem

Assim, na Tabela Periódica dos Elementos, cada elemento possui um espaço. Nesse espaço estão representados:

- O símbolo do elemento, o seu número atómico em cima à esquerda e a sua massa atómica relativa em cima à direita.
- O nome do elemento por baixo do símbolo.

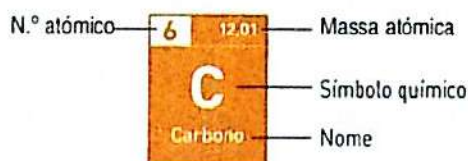


Fig. 21 – Henry G. S. Moseley.

Há Tabelas Periódicas que, além dos dados referidos, apresentam outras informações úteis para a completa caracterização do elemento.

Fig. 22 – Tabela Periódica dos Elementos actual.

Os elementos podem ser facilmente encontrados na Tabela Periódica porque, para além de possuírem um número que os codifica, eles encontram-se organizados em 7 colunas horizontais designadas por períodos, por ordem crescente dos seus números atômicos.

Em cada período os números atômicos crescem em uma unidade, de elemento para elemento subsequente, da esquerda para a direita.

Os elementos estão ainda organizados em 18 colunas verticais designadas por grupos ou famílias, podendo diferenciar-se 8 grupos principais (A) e 8 grupos secundários (B).

	I-A 1	II-A 2											III-A 13	IV-A 14	V-A 15	VI-A 16	VII-A 17	VIII-A 18
1.º																		
2.º																		
3.º		G	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						
4.º		R	P E R Í O D O															
5.º		U																
6.º		P																
7.º		O																

As colunas (verticais) designam-se por grupos. Na Tabela Periódica actual há dezoito grupos numerados de 1 a 18.

As linhas (horizontais) chamam-se períodos. A Tabela Periódica actual contém sete períodos que se ordenam do primeiro até ao sétimo.

Cada uma das "casas" da Tabela Periódica corresponde a um elemento. Contém algumas informações acerca desse elemento, tais como: **símbolo**, **nome**, **massa atômica relativa** e **número atômico**.

Fig. 23 – Organização da Tabela Periódica dos Elementos em grupos e períodos.

Deste modo cada elemento pode ser localizado com base na sua pertença a um determinado período e grupo. Por exemplo, o elemento cálcio com número atômico 20 encontra-se localizado no quarto período e no segundo grupo principal da Tabela Periódica.

Dos 111 elementos até hoje conhecidos, 44 são elementos dos grupos principais e a partir do quarto período existem elementos nos grupos principais e secundários.

- No primeiro período encontram-se os elementos de números atómicos 1 e 2. Estes elementos só possuem uma camada – a primeira camada.
- No segundo período estão os elementos de números atómicos 3 a 10. Estes elementos possuem duas camadas: a primeira e a segunda. Os seus electrões de valência encontram-se na última camada e variam de 1 a 8.
- No terceiro período estão os elementos de 11 a 18. Tais elementos possuem três camadas e os seus electrões de valência encontram-se na terceira camada, que é a última, e variam também de 1 a 8.
- O quarto e o quinto períodos possuem 18 elementos cada, tendo os elementos do quarto período 4 camadas e os do quinto período 5 camadas, respectivamente.
- O sexto período possui 32 elementos, incluindo os lantanídeos. Os elementos deste período possuem todos 6 camadas.
- O sétimo período possui, por enquanto, 25 elementos incluindo os actínídeos. Os elementos deste período possuem todos 7 camadas.

Pode-se concluir deste modo que a pertença de um elemento a um determinado período é determinada pelo número de camadas que esse elemento possui.

Elementos com o mesmo número de camadas electrónicas pertencem ao mesmo período.

Número de camadas electrónicas ocupadas = Número do período

- Um novo período começa sempre que ocorre um elemento cujo átomo possui um electrão de valência a iniciar o preenchimento de uma nova camada.
- De período em período obtém-se uma regularidade de elementos com o mesmo número de electrões na última camada.
- O número de electrões na última camada também vai aumentando com o aumento do número atómico ao longo do período. Esta variação é periódica. Por exemplo, o lítio tem 1, o berílio tem 2, o boro tem 3, o carbono tem 4 e assim sucessivamente.
- Quando se olha para a constituição do átomo, tendo em conta a sua ordenação em grupos ou famílias, verifica-se que o número de electrões da última camada é igual para todos os elementos que pertencem a esse mesmo grupo ou família. Por exemplo, o lítio, o sódio, o potássio e o rubídio têm todos um único electrão na última camada.

Número de electrões na última camada = Número do grupo ou família

As tabelas que se seguem apresentam a relação entre a constituição atômica e a posição dos elementos na Tabela Periódica.

Relação entre a constituição atômica e a posição dos elementos na Tabela Periódica

RELAÇÃO ENTRE		EXEMPLO: ENXOFRE (S)	
Constituição atômica	Posição do elemento na Tabela Periódica	Constituição atômica	Posição do elemento na Tabela Periódica
Número de prótons = Número de electrões	Número de ordem	16 prótons 16 electrões	Número de ordem = 16
Número de camadas = Número da última camada	Número do período	3 camadas	3.º período
Número de electrões da última camada	Número do grupo principal	6 electrões na última camada	VI grupo principal

**Número de electrões de valência dos elementos do 1.º ao 4.º período
pertencentes aos grupos principais**

[illegible]

A Tabela Periódica tem algumas particularidades interessantes:

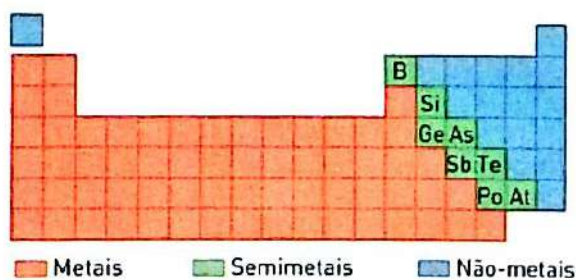


Fig. 24 – Localização na Tabela Periódica dos elementos metálicos, não metálicos e semimetálicos.

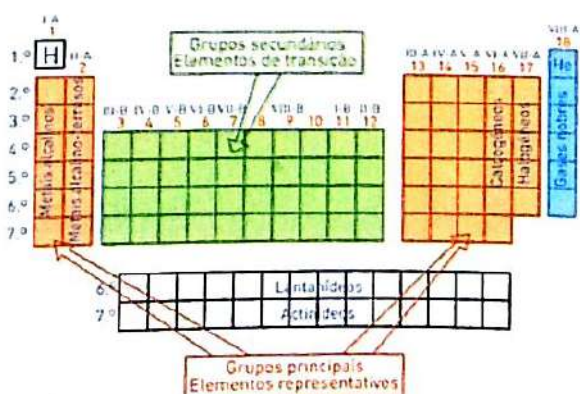


Fig. 25 – Esquema explicativo da organização da Tabela Periódica.

- Os elementos estão organizados em **metais**, zona esquerda da Tabela Periódica, **não-metais**, zona direita da Tabela Periódica, e **semimetais**, entre os metais e os não-metais.
- Para distinguir grupos principais de grupos secundários, associam-se as letras A e B, respectivamente, à numeração romana.
- Alguns grupos têm designação especial:
 - O grupo I-A designa-se por grupo dos **metais alcalinos**.
 - O grupo II-A designa-se por grupo dos **metais alcalino-terrosos**.
 - O grupo VI-A designa-se por grupo dos **calcogéneos**.
 - O grupo VII-A designa-se por grupo dos **halogéneos**.
 - O grupo VIII-A designa-se por grupo dos **gases nobres**.
- Os elementos compreendidos entre os grupos III-B a II-B são denominados **elementos de transição** e são todos metais.
- Na parte inferior da Tabela Periódica representam-se os **elementos de transição interna** constituindo duas famílias que se inserem no grupo III-B: o grupo dos **lantanídeos** e o grupo dos **actinídeos**.

5. Regularidades da Tabela Periódica

Como foi visto anteriormente, a descoberta da lei periódica e a elaboração da Tabela Periódica por Mendeleiev levaram a uma ordenação cientificamente fundamentada dos elementos químicos.

Graças a este conhecimento hoje sabemos que:

- Na Tabela Periódica dos Elementos, estes são ordenados com base na sua estrutura atómica.
- Devido à semelhança entre as estruturas electrónicas de certos átomos, as propriedades desse conjunto de átomos são semelhantes e tais átomos encontram-se agregados num mesmo grupo.
- Sabendo que cada elemento tem uma posição fixa na tabela, então as propriedades dos elementos que se encontram no mesmo grupo repetem-se de período em período. Ou seja, o comportamento dos elementos químicos semelhantes repete-se de período em período em concordância com a sua estrutura atómica que condiciona a sua localização na Tabela Periódica.

De entre as várias propriedades dos elementos, vamos analisar o que acontece com algumas propriedades que já conheces e outras que vais passar a conhecer. Tais propriedades são: a **valência**, a **capacidade de formar iões** (energia de ionização), o **raio atómico**, a **electronegatividade**, o **carácter metálico e não metálico**, a **capacidade de formação de óxidos**, a **variação dos pontos de fusão e de ebulição** e a **densidade**.

Algumas das propriedades podem ser retiradas por ti da Tabela Periódica que está no teu livro. Observando-as com atenção, poderás notar que, à medida que o número atómico aumenta, esses valores repetem-se periodicamente com certa regularidade.

Vamos começar pelas propriedades que já conheces e depois passar para as que ainda não conheces.

5.1. Valência dos elementos

Mendeleiev e Meyer reconheceram que a valência dos elementos era uma propriedade muito importante. Nos elementos dos grupos principais existe uma relação inequívoca entre as valências e a sua posição na Tabela Periódica. Neste contexto diferenciam-se:

- A valência em relação ao hidrogénio.
- A valência em relação ao oxigénio.

► Valência em relação ao hidrogénio

A tabela que se segue mostra que a valência dos elementos do segundo período em relação ao hidrogénio cresce do I grupo principal até ao IV grupo principal, correspondendo, deste modo, ao

número do grupo. Depois ela decresce do V grupo principal até ao VII grupo principal, correspondendo à diferença entre o número 8 e o número do grupo.

Valências dos elementos dos grupos principais do 2.º período nos compostos hidrogenados (valência em relação ao hidrogénio)

GRUPO PRINCIPAL	I	II	III	IV	V	VI	VII
COMPOSTOS HIDROGENADOS	LiH	BeH ₂	BH ₃	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
VALÊNCIA EM RELAÇÃO AO HIDROGÉNIO	I	II	III	IV	III	II	I

A valência dos elementos dos grupos principais de I a IV em relação ao hidrogénio corresponde ao número do grupo. Nos grupos principais de V a VII corresponde à diferença entre 8 e o número do grupo a que o elemento pertence.

Esta relação ocorre em todos os períodos. Isto é, a valência dos elementos dos grupos principais em relação ao hidrogénio varia de forma periódica com o aumento do número atómico. Observa a tabela abaixo. Nela nota-se que a valência cresce até aos elementos do IV grupo principal e decresce até aos halogéneos.

Valência dos elementos em relação ao hidrogénio dos grupos principais dos períodos 1 a 4

Valência em relação ao hidrogênio	4																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																						
-----------------------------------	---	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

A valência dos elementos dos grupos principais em relação ao hidrogénio varia de forma periódica com o aumento do número atómico.

► Valência em relação ao oxigénio

Nos elementos dos grupos principais de I a VII a valência máxima dos elementos em relação ao oxigénio varia de forma periódica e corresponde ao número do grupo e ao número de electrões da última camada. Por exemplo, o carbono (C) forma o monóxido de carbono (CO) com valência 2 e o dióxido de carbono (CO₂) com valência 4. A valência máxima do carbono em relação ao oxigénio é 4. O mesmo acontece com o enxofre (S) que forma o SO₂ e o SO₃. Neste caso, a valência máxima do enxofre é 6 e corresponde também ao número do grupo. Quer dizer, a valência máxima é determinada pelo número de electrões da camada mais externa dos átomos. A tabela seguinte é elucidativa.

[illegible]

5.2. Carácter metálico e não metálico

Os metais caracterizam-se por apresentarem brilho metálico e por conduzirem bem o calor e a corrente eléctrica.

Por outro lado, metais como o magnésio reagem facilmente e são, por isso, considerados **não nobres**, enquanto outros como o ouro já não reagem facilmente sendo considerados **nobres**.

Os átomos dos elementos sódio e potássio possuem um único electrão na última camada. Assim, estes elementos encontram-se no I grupo principal. É esse electrão que é facilmente cedido tanto pelo sódio como pelo potássio para formar iões sódio (Na^+) e potássio (K^+), respectivamente. Os átomos dos elementos magnésio e cálcio possuem 2 electrões na última camada. Assim, o Mg e o Ca encontram-se no II grupo principal. São estes dois electrões que são cedidos facilmente pelo Mg e pelo Ca para formar os iões Mg^{2+} e Ca^{2+} . A constituição atómica dos elementos Na, K, Mg e Ca determina muito as propriedades destes elementos.

Como já deves saber, os metais apresentam reactividades diferentes. Por exemplo, o sódio reage com a água e o cobre não. A comparação entre os metais usando a sua reactividade conduziu a que se denominassem certos metais de nobres e outros de não nobres. Porém, mesmo entre os metais reactivos há diferenças nas reactividades de metal para metal.

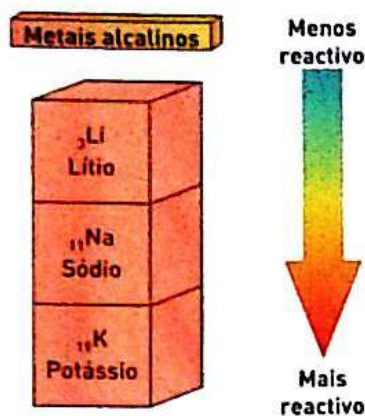


Fig. 26 – Variação da reactividade nos metais alcalinos – I grupo principal.

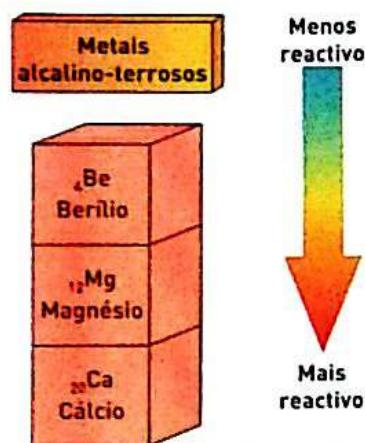


Fig. 27 – Variação da reactividade nos metais alcalino-terrosos – II grupo principal.

Enquanto o cálcio reage bem com a água à temperatura ambiente, o magnésio só reage com a água quando aquecido. Se reparares, o Mg e o Ca encontram-se no mesmo grupo, um por cima do outro. O mesmo acontece com o sódio e o potássio. O sódio reage violentamente com a água e o potássio reage muito violentamente com a água. Nas suas reacções, os metais têm tendência a ceder electrões. Sendo assim, da facilidade com que os metais Na, K, Mg e Ca têm para ceder electrões resulta a intensidade da sua reacção com a água. Se compararmos essa intensidade verificamos que o potássio é mais reactivo do que o sódio e que o cálcio é mais reactivo do que o magnésio. Por seu turno, também verificamos que o sódio e o potássio são mais reactivos do que o magnésio e o cálcio, respectivamente. Olhando para a posição destes elementos na Tabela Periódica podemos concluir que o carácter metálico:

- Aumenta ao longo dos grupos de cima para baixo diminuindo no sentido inverso.
- Diminui ao longo dos períodos da esquerda para a direita aumentando no sentido inverso.

Todos os elementos dos I e II grupos principais bem como os do III grupo principal, com excepção do boro, são metais. São também metais o estanho e o chumbo, bem como o bismuto. Todos os elementos dos grupos secundários pertencem igualmente aos metais.

Geralmente os metais são elementos com um número relativamente pequeno de electrões na última camada e baixos valores de electronegatividade. Eles constituem a maioria dos elementos da Tabela Periódica.

Os elementos não metálicos encontram-se preferencialmente nos VI e VII grupos principais da Tabela Periódica. Alguns elementos com números de ordem baixos dos IV e V grupos principais pertencem também aos não-metais.

O carbono, por exemplo, ocorre na forma de grafite que conduz a corrente eléctrica e, por isso, é usado na produção de eléctrodos (pólos) para as lâmpadas de bolso. Contudo, quando o carbono ocorre na forma de diamante já não é capaz de conduzir a corrente eléctrica, isto é, não apresenta propriedades metálicas.

Se compararmos as propriedades dos elementos do terceiro período verificamos facilmente as diferenças: começamos pelo Na, o Mg e o Al, que são metais, passamos para o Si que apresenta algumas propriedades metálicas, e terminamos com o P, o S, o Cl e o Ne, que são não-metais típicos. O mesmo comportamento pode ser verificado no segundo e quarto períodos.

Ao longo do período da Tabela Periódica o carácter metálico diminui da esquerda para a direita, enquanto o carácter não metálico aumenta nesse mesmo sentido.

5.3. Electronegatividade (E_N)

A electronegatividade é um valor atribuído aos átomos e que corresponde à sua capacidade para atrair electrões. Este valor consta muitas vezes na Tabela Periódica, colocado ao lado do símbolo do elemento.

A electronegatividade é sempre maior nos elementos não metálicos do que nos metálicos. Assim, a electronegatividade:

- Ao longo do grupo diminui de cima para baixo aumentando no sentido inverso.
- Ao longo do período aumenta da esquerda para a direita diminuindo no sentido inverso.

A figura seguinte é elucidativa.

2,2 H							- He
1,0 Li	1,5 Be	2,0 B	2,5 C	3,0 N	3,5 O	4,0 F	- Ne
0,9 Na	1,3 Mg	1,6 Al	1,9 Si	2,2 P	2,6 S	3,2 Cl	- Ar
0,8 K	1,0 Ca						

Fig. 28 – Electronegatividades dos primeiros 20 elementos da Tabela Periódica.

Nos grupos da Tabela Periódica, a electronegatividade dos elementos diminui de cima para baixo aumentando no sentido inverso.

Nos períodos da Tabela Periódica a electronegatividade dos elementos aumenta da esquerda para a direita diminuindo no sentido inverso.

5.4. Energia de ionização (E_i) – capacidade de formar iões

Como vimos, muitos elementos da Tabela Periódica têm uma grande capacidade de formar iões. A formação de iões está muito relacionada com a energia de ionização.

A energia de ionização é a energia mínima necessária para arrancar um electrão de um átomo do elemento no estado gasoso para formar o ião do elemento.

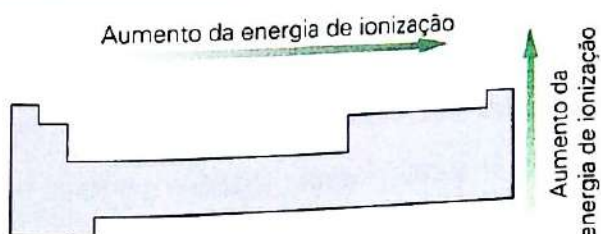


Fig. 29 – Variação da energia de ionização ao longo do grupo e do período.

Num grupo, a energia de ionização diminui de cima para baixo e aumenta no sentido inverso.

Num período, a energia de ionização aumenta da esquerda para direita e diminui no sentido inverso.

Variação da energia de ionização dos primeiros 20 elementos ao longo dos grupos e dos períodos

PERÍODO	GRUPO PRINCIPAL							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1.º	H							He
Energia de ionização em eV	13,6							24,6
2.º	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Energia de ionização em eV	5,4	9,3	8,3	11,3	14,5	13,6	17,4	21,6
3.º	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Energia de ionização em eV	5,1	7,6	6,0	8,1	11,0	10,4	13,0	15,8
4.º	K	Ca						
Energia de ionização em eV	4,3	6,1						

5.5. Capacidade de formar óxidos, ácidos e bases

A maioria dos elementos da Tabela Periódica forma óxidos.

Em cada período da Tabela Periódica (com exceção do primeiro período), no início estão os elementos que formam óxidos básicos e no fim os elementos que formam óxidos ácidos. Na passagem de um período para o outro ocorre uma mudança brusca no comportamento dos óxidos, passando-se bruscamente de um óxido ácido para outro básico.

Diagrama de la clasificación de los óxidos en la tabla periódica:

- ÓXIDOS BÁSICOS:** Se ubican en los grupos de los metales alcalinos y alcalinotérreos (grupos 1 y 2).
- ÓXIDOS ÁCIDOS:** Se ubican en los grupos de los metales de transición y los no metales de los grupos 16 y 17.
- H:** El hidrógeno se encuentra en un cuadro aparte, representado por una casilla blanca.

Fig. 30 – Localização na Tabela Periódica dos elementos que formam óxidos básicos e óxidos ácidos.

A tabela abaixo apresenta alguns exemplos.

Formação de óxidos, bases e ácidos dos elementos do 2.º e 3.º períodos

SÍMBOLO DOS ELEMENTOS	Na/K	Mg/Ca	Al/Ga	Si/Ge	P/As	S/Se	Cl/Br
ÓXIDOS	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
BASES	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	—	—	—	—
ÁCIDOS	—	—	—	H ₄ SiO ₄	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
ÓXIDOS	K ₂ O	CaO	Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	Br ₂ O ₇
BASES	KOH	Ca(OH) ₂	Ga(OH) ₃	—	—	—	—
ÁCIDOS	—	—	—	H ₄ GeO ₄	H ₃ AsO ₄	H ₂ SeO ₄	HBrO ₄

5.6. Raio atómico (r_A)

O raio atómico é a distância que separa o núcleo dos electrões da última camada.

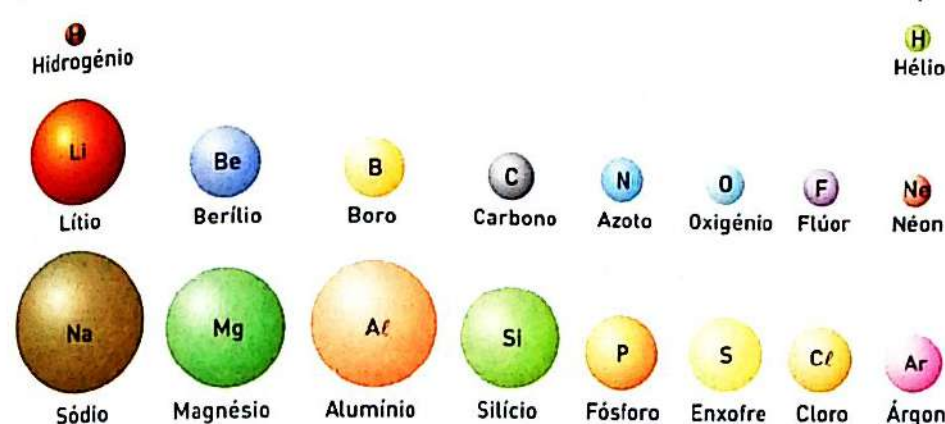


Fig. 31 – O raio atómico é diferente de elemento para elemento.

Assim, o raio atómico:

- Ao longo do grupo aumenta de cima para baixo, à medida que aumenta o número atómico.
- Ao longo do período diminui da esquerda para a direita aumentando no sentido inverso.



Fig. 32 – Variação do raio atómico ao longo do grupo e do período.

RESUMO

O nosso conhecimento actual sobre a constituição dos átomos exprime a evolução de teorias sobre os mesmos ao longo das diferentes épocas da história da pesquisa sobre o nosso mundo.

De entre as diferentes teorias que foram sendo desenvolvidas, são de salientar a teoria de Demócrito e Leucipo na Antiguidade; os modelos atómicos de Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr.

Segundo Rutherford, o átomo é constituído por uma região central, chamada **núcleo**, que contém **protões** e **neutrões** e à volta deste encontra-se a **electrosfera**, região que é ocupada por **electrões** que se movem em torno do núcleo.

Foi entretanto Niels Bohr quem, em 1913, formulou que os **electrões giram em torno do núcleo em órbitas circulares** específicas, correspondendo a **níveis de energia** bem definidos, podendo um electrão transitar de uma órbita para outra, absorvendo ou emitindo uma certa quantidade de energia.

Os conhecimentos trazidos pelas propostas dos últimos modelos atómicos foram muito importantes para melhorar a classificação dos elementos e a ordenação dos mesmos na **Tabela Periódica**.

De entre os cientistas que se debruçaram na classificação dos elementos são de salientar Dobereiner, Newlands e, sobretudo, Mendeleiev que, em 1869, ordenou os elementos numa tabela – a **Tabela Periódica** – por ordem crescente das suas massas atómicas e enunciou a **lei periódica**.

Entretanto, Moseley, em 1913, com base nos novos conhecimentos sobre o átomo iniciados por Rutherford, ordenou os elementos por **ordem crescente do seu número atómico**. Assim, os 111 elementos químicos que se conhecem hoje estão ordenados na Tabela Periódica por ordem crescente dos seus números atómicos formando **grupos** e **períodos** distintos.

Os **grupos** representam as colunas verticais enquanto os **períodos** representam as colunas horizontais.

Os elementos do mesmo grupo possuem o mesmo número de electrões na última camada e, por isso, apresentam propriedades muito semelhantes. As diferenças entre eles devem-se às diferenças dos respectivos raios, isto é, às diferenças no número de camadas electrónicas que possuem.

Os elementos do mesmo período apresentam o mesmo número de camadas, diferenciando-se no número de electrões externos.

Muitas **propriedades dos elementos**, principalmente as dos grupos principais, têm uma variação periódica. Tais propriedades são, por exemplo, o **raio atómico**, a **electronegatividade**, a **energia de ionização** e a **valência**.

A Tabela Periódica é um instrumento científico muito útil que nos ajuda a compreender melhor os átomos dos elementos e a forma como eles se comportam.

Actividades

1. Selecciona a afirmação correcta.

- (A) A lei das triadas foi enunciada por Newlands para classificar os elementos.
 (B) Moseley ordenou os elementos com base no número de neutrões do núcleo.
 (C) Dobereiner classificou os elementos através das sete notas básicas de um piano.
 (D) Mendeleiev ordenou os elementos com base nas suas massas atómicas.

2. Completa correctamente as seguintes frases.

Na Tabela Periódica dos Elementos, estes estão colocados por ordem _____ dos seus _____. A Tabela Periódica contém sete _____ e dezoito _____. Na Tabela Periódica diferenciam-se os grupos _____ dos grupos _____. Os grupos formam as colunas _____ e os períodos as colunas _____. Os elementos do mesmo período têm a característica comum de possuírem o mesmo _____. Na Tabela Periódica os elementos que possuem estruturas electrónicas semelhantes pertencem ao _____. Os elementos do mesmo grupo diferenciam-se através dos _____. Os elementos do mesmo grupo diferenciam-se através do _____. O comportamento dos elementos químicos semelhantes repete-se de _____ em _____ em concordância com a sua estrutura atómica. Na Tabela Periódica alguns grupos têm designação especial. Os elementos do I grupo principal designam-se por _____. Os elementos do VII grupo principal designam-se por _____. Os elementos do VIII grupo principal designam-se por _____. Os elementos menos reactivos da Tabela Periódica são os _____.

3. Várias propriedades dos elementos da Tabela Periódica variam de forma periódica. Tais propriedades são, por exemplo, o raio atómico, a energia de ionização e a electronegatividade.

- a) Como varia o raio atómico ao longo de um período na Tabela Periódica?
 b) Como variam a electronegatividade e a energia de ionização ao longo de um período na Tabela Periódica?
 c) Como varia o raio atómico ao longo de um grupo na Tabela Periódica?
 d) Como variam a electronegatividade e a energia de ionização ao longo de um grupo na Tabela Periódica?

4. Consulta a Tabela Periódica e indica que iões podem ser formados pelos elementos alumínio, lítio, enxofre e iodo?

5. Pesquisa os elementos nitrogénio (azoto), fósforo, cloro e bromo na Tabela Periódica e indica quais as respectivas posições.

6. Compara as estruturas electrónicas dos iões sódio, magnésio e cloreto com a do gás nobre mais próximo de cada um destes elementos.

7. Desenvolve uma fórmula geral para representar os óxidos dos metais alcalinos.

8. Desenvolve uma fórmula geral para representar os compostos binários dos elementos do grupo dos calcogéneos com o hidrogénio.

9. Desenvolve uma fórmula geral para representar os compostos binários dos halogéneos com o hidrogénio.

10. Considera os elementos A, B, C, D, E, F, G e H com os seguintes electrões nas camadas K, L e M:

- a) Ordena os elementos por ordem crescente do número atómico.
 b) Indica a valência máxima de cada um deles em relação ao hidrogénio e ao oxigénio.
 c) Qual dos elementos é o menos reactivo?
 d) Qual dos elementos é um metal alcalino?
 e) Qual dos elementos é um calcogéneo?

CAMADA	K	L	M	ELEMENTO
NÚMERO DE ELECTRÕES	2	8	2	A
	2	8	8	B
	2	8	5	C
	2	8	7	D
	2	8	3	E
	2	8	1	F
	2	8	6	G
	2	8	4	H

- f) Desenha um gráfico mostrando a variação da valência em relação ao hidrogénio com o aumento do número de electrões da camada M.

Agora vou experimentar

► EXPERIÊNCIA

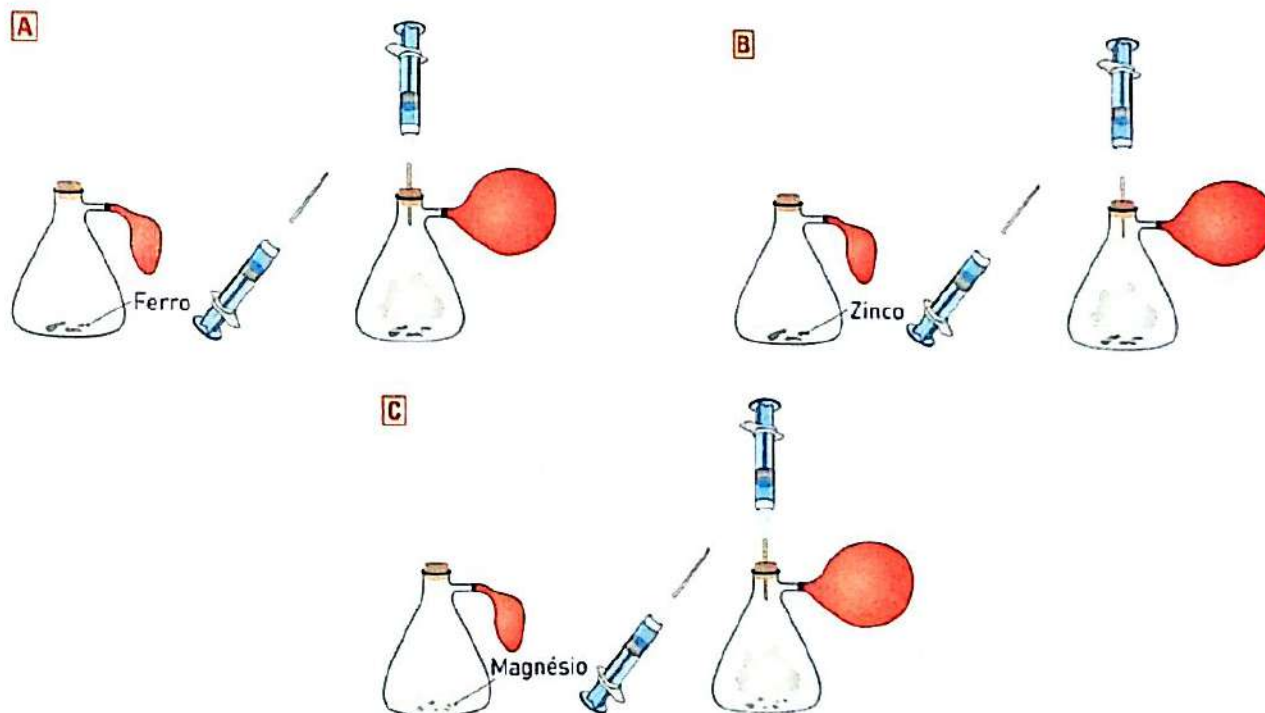
VERIFICAÇÃO DA REACTIVIDADE DE ALGUNS METAIS COM OS ÁCIDOS

MATERIAIS:

- Cronômetro ou relógio
- Matraz com tubuladura lateral (3)
- Rolhas (3)
- Seringas (3)
- Balões (3)

REAGENTES:

- Grânulos semelhantes de Fe, Zn e Mg
- Solução de ácido clorídrico

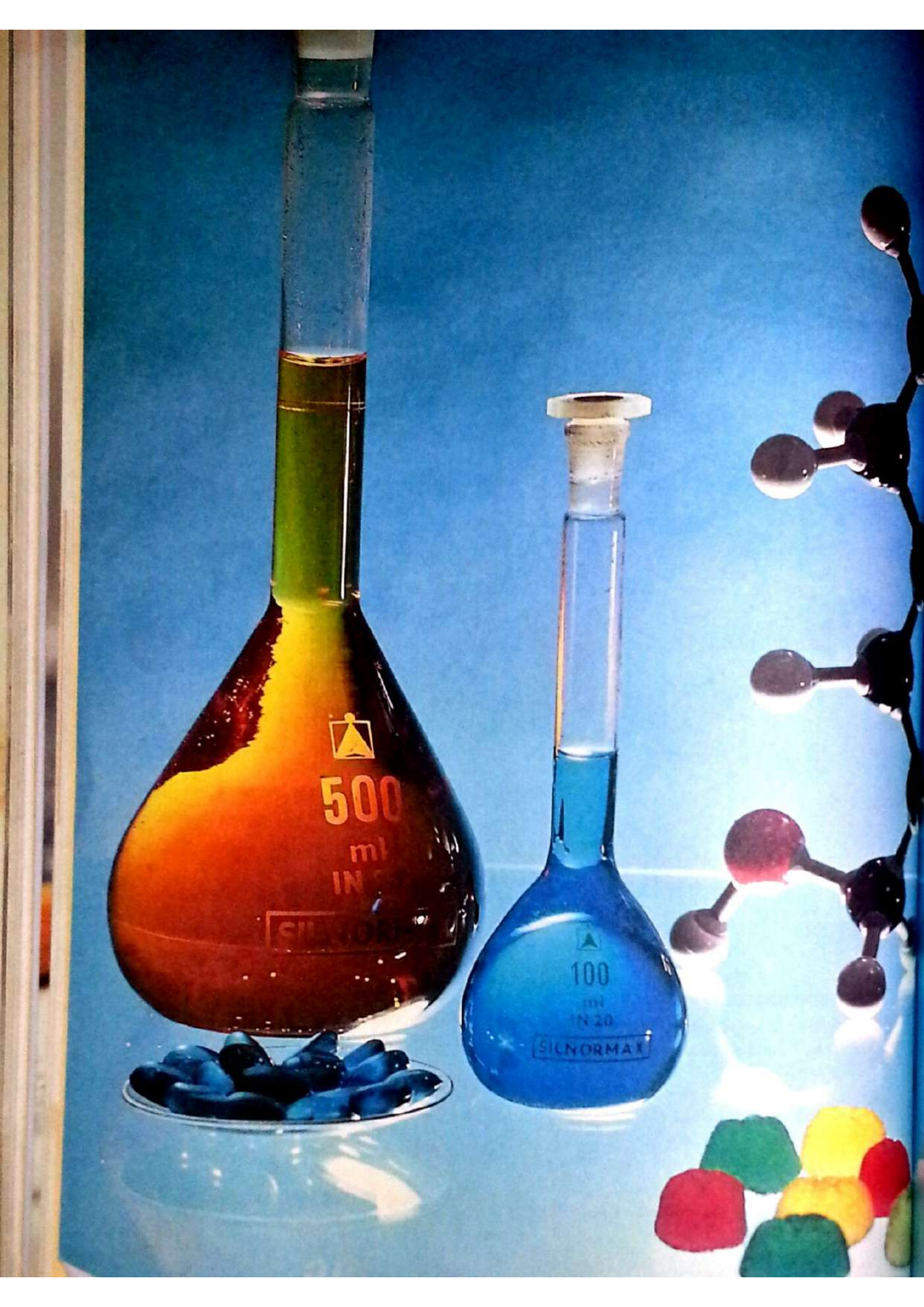


PROCEDIMENTO:

1. Montar a aparelhagem conforme está indicado na figura, com a seringa contendo a solução de HCl acoplada à rolha pela abertura superior do matraz e o balão acoplado pela tubuladura lateral.
2. Deixar verter o ácido pressionando o êmbolo da seringa. Verificar, depois de 3 minutos, os volumes dos balões e compará-los.
3. Anotar os resultados.

CONCLUSÕES:

Tirar as devidas conclusões e ordenar por ordem crescente de reactividade os metais utilizados na experiência.



3

LIGAÇÃO QUÍMICA

1. O CONCEITO DE LIGAÇÃO QUÍMICA

2. A TEORIA DOS GASES NOBRES, A REGRA DO OCTETO E AS ESTRUTURAS DE LEWIS

2.1. A teoria dos gases nobres

2.2. As estruturas de Lewis

3. TIPOS DE LIGAÇÃO QUÍMICA

3.1. A ligação covalente

3.2. A ligação iónica e a rede cristalina iónica

3.3. A ligação metálica e a rede cristalina metálica

4. ESTRUTURAS CRISTALINAS – ARRANJOS PERIÓDICOS DOS ÁTOMOS

3

LIGAÇÃO QUÍMICA

Vou aprender

- A definir o conceito de ligação química
- A explicar como se formam os iões (catiões e aniões)
- A teoria dos gases nobres e a regra do octeto na formação das moléculas e dos iões
- A representar simbolicamente as ligações químicas nas moléculas usando estruturas de Lewis
- A identificar os diferentes tipos de ligação química
- A diferenciar e explicar o comportamento e as propriedades das substâncias (iônicas, covalentes, metálicas) com base nas redes cristalinas que formam

1. O conceito de ligação química

Já sabes que as substâncias podem ser reconhecidas com base nas propriedades que apresentam. Também aprendeste que, apesar de substâncias diferentes apresentarem propriedades diferentes, algumas dessas propriedades podem ser comuns a um determinado grupo de substâncias. Foi assim que os óxidos, os ácidos, as bases e os sais, que estudaste na Unidade 1, foram agrupados em classes.

Mas por que razão é que sob condições normais de pressão e temperatura o hidrogénio, o oxigénio e o nitrogénio são gases enquanto a água é líquida e o magnésio e o enxofre são sólidos?



Fig. 1 – Nem todas as substâncias apresentam a mesma estrutura e propriedades: nas condições ambientais (A) o ar é um gás, (B) a água é um líquido e (C) o magnésio é um sólido.

Entre a estrutura das substâncias e as suas propriedades existem relações muito íntimas, isto é, a estrutura de uma substância determina as propriedades que esta apresenta.

Nas suas pesquisas, os químicos puderam esclarecer a constituição das substâncias e hoje, por exemplo, já é possível, com base no conhecimento que se tem sobre a estrutura de substâncias naturais, produzir artificialmente essas substâncias em laboratório e industrialmente. A produção de borracha sintética, de vitaminas e de penicilina bem como de outros medicamentos é resultado dessa investigação.



Fig. 2 – Muitas substâncias são produzidas artificialmente para se obter estruturas que não existem em substâncias naturais.



Fig. 3 – Exemplos de substâncias produzidas artificialmente: (A) borracha sintética e (B) medicamentos.

As descobertas sobre a estrutura da seda, por exemplo, levaram a que hoje se possam produzir uma série de fibras sintéticas com propriedades diversificadas e muito úteis ao ser humano. Por exemplo, o pára-quedas de que já falámos na 8.ª classe é produzido a partir do *nylon*, que é uma fibra sintética.

Quando se investiga sobre a constituição das substâncias, não chega somente conhecer os seus constituintes, como os átomos ou os iões. É também importante termos um conhecimento claro sobre como essas partículas que constituem as substâncias se encontram ligadas, qual a sua ordenação e quais as forças que actuam nelas e entre elas.

Com a ajuda das teorias sobre as ligações químicas é possível responder às questões que nos colocamos inicialmente. Nesta unidade iremos tratar os seguintes tipos de ligações que ocorrem entre as partículas que constituem as substâncias: ligação iónica, ligação covalente e ligação metálica.

O sal de cozinha, o enxofre e o zinco são três substâncias diferentes que podem representar três grupos de substâncias, nomeadamente, as que apresentam ligação iónica, ligação covalente e ligação metálica, respectivamente.




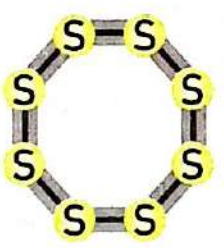
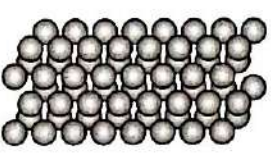



 <p>  Sódio (Na^+)  Cloro (Cl^-) </p>		
<p>Ligação iónica típica em substâncias iónicas como o cloreto de sódio.</p>	<p>Ligação covalente típica em substâncias covalentes como o enxofre.</p>	<p>Ligação metálica típica em substâncias metálicas como o zinco.</p>
		
<p>Salina onde se extrai o NaCl.</p>	<p>Cristal covalente de enxofre.</p>	<p>Edifício coberto de zinco.</p>

Fig. 4 – O cloreto de sódio (sal de cozinha), o enxofre e o zinco são substâncias que apresentam ligações distintas entre os seus átomos constituintes.

2. A teoria dos gases nobres, a regra do octeto e as estruturas de Lewis

2.1. A teoria dos gases nobres

Na Natureza, todos os sistemas tendem a adquirir a maior estabilidade possível. Assim, os átomos ligam-se uns aos outros para aumentar a sua estabilidade. Lembra que, ao estudarmos os elementos, verificámos que existe um grupo de átomos que é bastante estável. Como deves saber, tais elementos são designados por gases nobres – VIII grupo principal da Tabela Periódica – e são as únicas substâncias formadas por átomos isolados. A sua estabilidade deve-se ao facto de possuírem a última camada totalmente preenchida com electrões.

O preenchimento da camada de valência com oito electrões (ou dois, no caso da camada K) aumenta a estabilidade do átomo.

Foi nesse contexto que os químicos, após observarem criteriosamente o comportamento dos átomos e dos iões, perceberam que existe uma tendência dos átomos para participar em ligações químicas de forma a completar o seu nível electrónico mais externo com oito electrões, adquirindo, assim, a estabilidade. Os gases nobres (hélio, néon, árgon, cripton e xénon), como já têm o nível electrónico mais externo dos seus átomos completo, são muito estáveis. Pode pois dizer-se que os gases nobres são os únicos elementos cujos átomos possuem a camada de valência completa, isto é, com oito electrões (ou dois, no caso do hélio, que só possui a camada K).

A configuração electrónica com a camada de valência completa, como acontece nos gases nobres, é designada por configuração estável. Assim, sempre que os átomos completam a sua camada mais externa com oito electrões, atingem a estrutura típica dos gases nobres, estabilizando. Foi deste modo que surgiu a teoria dos gases nobres.

A teoria dos gases nobres diz que os átomos têm a tendência para completar a sua camada mais externa com oito electrões, atingindo deste modo a estrutura estável dos gases nobres.

Ao ligarem-se entre si, os átomos dos elementos tendem a completar a sua camada de valência. Isso pode ser conseguido de diversas maneiras, dando origem a dois tipos diferentes de ligações químicas:

- a ligação iónica, na qual os átomos perdem ou ganham electrões transformando-se em iões (catiões e aniões);
- a ligação covalente, na qual os átomos compartilham pares electrónicos.

2	4,00
He	Hélio
10	20,18
Ne	Néon
18	39,95
Ar	Árgon
36	83,80
Kr	Cripton
54	131,29
Xe	Xénon
86	172,04
Rn	Rádón

Fig. 5 – Elementos do VIII grupo principal da Tabela Periódica.

Em qualquer dos casos os átomos acabam por ficar com oito electrões no seu nível electrónico mais externo. Esta regra geral é designada, por isso, por **regra do octeto**.

A regra do octeto diz que os átomos têm a tendência para completar a sua camada mais externa com oito electrões, atingindo deste modo a estabilidade.

A regra do octeto e a teoria dos gases nobres complementam-se, ou seja, sempre que os átomos cumprem a regra do octeto, eles ficam com uma estrutura semelhante à dos gases nobres e tornam-se, desse modo, estáveis.

2.2 As estruturas de Lewis

Usando a regra do octeto, Lewis, considerado o pai das teorias sobre as ligações covalentes, usou os electrões do nível electrónico mais externo dos átomos para formular simbolicamente estruturas ou fórmulas electrónicas das moléculas que ficaram conhecidas como estruturas de Lewis.

Nas estruturas de Lewis os electrões de valência dos átomos ou iões dos elementos são representados por pontos colocados ao redor do símbolo do elemento. Cada ponto representa um electrão. Dois pontos lado a lado representam um par de electrões. Em muitos casos pares de electrões são representados por um traço. Estas estruturas são muito usadas para representar as ligações covalentes entre todos os átomos de uma molécula, bem como os electrões das camadas de valência que não participam nas ligações covalentes. Elas também podem ser usadas para representar a estrutura dos iões. Repara nos seguintes exemplos.

ELEMENTO	ESTRUTURA DE LEWIS DO ELEMENTO	MOLÉCULA SIMPLES	ESTRUTURA DE LEWIS DA MOLÉCULA SIMPLES
Hidrogénio (H)	H•	H ₂	H:H ou H—H
Nitrogénio (N)	•N•	N ₂	:N::N: ou N≡N
Oxigénio (O)	•O•	O ₂	•O::O• ou <O=O>
Cloro (Cl)	•Cl•	Cl ₂	:Cl:Cl: ou Cl—Cl

COMPOSTO	ESTRUTURA DE LEWIS DO COMPOSTO
Água (H ₂ O)	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{O} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$ ou $\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Dióxido de carbono (CO ₂)	$\cdot\cdot\text{O}::\text{C}::\text{O}\cdot\cdot$ ou $\text{<O}=\text{C}=\text{O>}$
Cloreto de hidrogénio (HCl)	$\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$ ou $\text{H}-\ddot{\text{Cl}}$
Metano (CH ₄)	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H}:\text{C}:\text{H} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array}$ ou $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Amoníaco (NH ₃)	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H}:\text{N}:\text{H} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array}$ ou $\begin{array}{c} \text{H}-\bar{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Peróxido de hidrogénio (H ₂ O ₂)	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H}:\text{O}:\text{O}:\text{H} \\ \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \end{array}$ ou $\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{O} \quad \text{O} \quad \text{H} \end{array}$
Cloreto de sódio (NaCl)	$\text{Na}^+ \cdot\ddot{\text{Cl}}:^-$

Nos exemplos acima pode-se notar que, consoante a substância formada, os átomos podem formar moléculas ou iões. No caso da água e de outros compostos moleculares, os átomos ligam-se uns aos outros por pares electrónicos comuns, formando as moléculas, nas quais cada átomo (com excepção do hidrogénio) acaba por ficar com oito electrões. No caso do sal de cozinha (cloreto de sódio) e de outras substâncias iónicas, os iões que as formam (catiões e aniões) também ficam com oito electrões na última camada.

A estrutura de Lewis de um composto covalente ou de um ião poliatómico mostra como os electrões estão distribuídos entre os átomos, de forma a mostrar a ligação entre eles.

Quais são os passos necessários para determinar a estrutura de Lewis de uma substância?

- O primeiro passo para se desenhar uma estrutura de Lewis é determinar o número de electrões de valência dos átomos que serão ligados.
- Depois é necessário determinar qual é o átomo central e ligá-lo aos restantes átomos através de pares de electrões.

Vamos considerar os exemplos do metano CH_4 e do dióxido de carbono CO_2 .

Os elementos a serem considerados são o hidrogénio, o carbono e o oxigénio.

Os respectivos electrões da camada de valência são:

ELEMENTO	CAMADA DE VALÊNCIA	NÚMERO DE ELECTRÕES DE VALÊNCIA
^1_1H	K	1
$^{12}_6\text{C}$	L	4
$^{16}_8\text{O}$	L	6

1 1,00794 H Hidrogénio	6 12,01 C Carbono	8 16,00 O Oxigénio
-------------------------------------	--------------------------------	---------------------------------

No caso do metano (CH_4), o átomo de carbono tem quatro electrões de valência: $1 \times 4 e^- = 4 e^-$, e cada um dos quatro átomos de hidrogénio tem 1 electrão de valência: $4 \times 1 e^- = 4 e^-$. Existe um total de oito electrões para serem colocados na estrutura de Lewis.

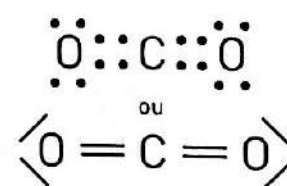
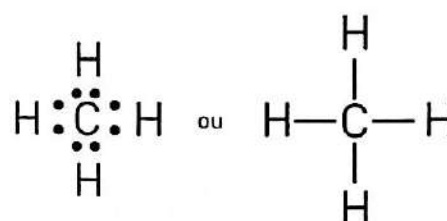
Os quatro electrões de valência dos quatro átomos de hidrogénio, mais os quatro electrões de valência do carbono, são emparelhados numa estrutura, na qual cada átomo se liga a outro por um par de electrões.

Assim cada átomo de hidrogénio fica com dois electrões (correspondente à estrutura do gás nobre hélio) e o átomo do carbono fica com oito electrões (correspondente à estrutura do gás nobre néon).

Ao invés de utilizarmos dois pontos para indicar o par de electrões que formam a ligação covalente, podemos utilizar um traço. Assim, o traço irá representar os dois electrões da ligação covalente.

No caso do dióxido de carbono (CO_2), o carbono, que é o átomo central, tem quatro electrões de valência: $1 \times 4 e^- = 4 e^-$; o oxigénio tem seis electrões de valência: $2 \times 6 e^- = 12 e^-$.

Existe um total de 16 electrões para serem colocados na estrutura de Lewis. Ligando o átomo carbono, que é o átomo central, aos átomos de oxigénio obtém-se a respectiva estrutura de Lewis, na qual todos os átomos ficam com oito electrões atingindo a estrutura electrónica estável do gás nobre néon.



3. Tipos de ligação química

3.1. A ligação covalente

Uma **ligação covalente** é a ligação química formada pela partilha de pares de electrões entre dois átomos. O hidrogénio molecular, o azoto molecular, o oxigénio molecular e o cloro molecular bem como a água, o dióxido de carbono, o cloreto de hidrogénio, o metano, o amoníaco e o peróxido de hidrogénio formam moléculas com ligações covalentes entre os seus átomos.

► A ligação covalente polar e apolar

Nas moléculas de substâncias como o hidrogénio, o nitrogénio, o oxigénio e o cloro, que são constituídas por átomos do mesmo elemento e, por isso, com electronegatividades iguais, a partilha dos pares electrónicos pelos átomos que constituem a molécula é feita por igual.

Porém, quando uma molécula é constituída por dois átomos de elementos diferentes, a diferença de electronegatividades entre eles conduz a uma partilha desigual dos pares electrónicos da ligação.

Isto acontece em moléculas como a água (H_2O), o cloreto de hidrogénio (HCl) e o amoníaco (NH_3). Nestas moléculas o átomo de hidrogénio está ligado a átomos mais electronegativos. Isto faz com que os pares electrónicos da ligação sejam mais atraídos pelo átomo mais electronegativo da ligação.

Molécula de cloreto de hidrogénio - HCl

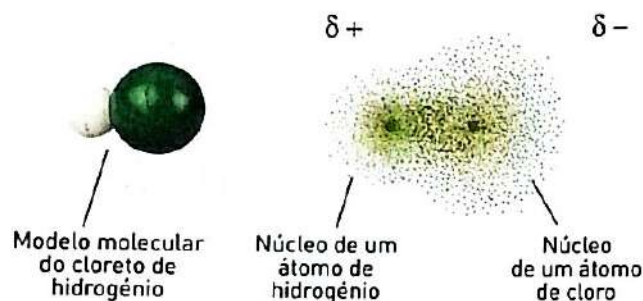


Fig. 6 – Modelo da molécula polar de cloreto de hidrogénio.

Molécula de cloro - Cl_2

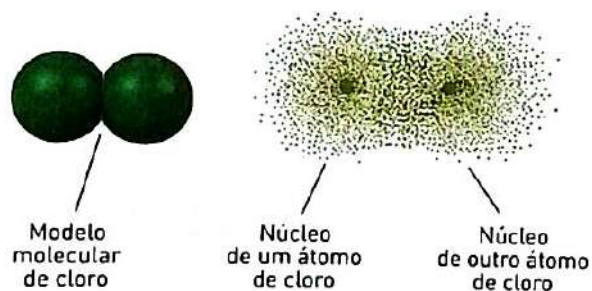


Fig. 7 – Modelo da molécula apolar de cloro.

Assim, formam-se **cargas parciais positivas** ($\delta +$) na proximidade do átomo do elemento menos electronegativo e **cargas parciais negativas** ($\delta -$) na proximidade do átomo do elemento mais electronegativo. A **ligação covalente torna-se polar** pois formam-se dois pólos. Um pólo é positivo e o outro é negativo. Uma molécula contendo pólos diz-se **polar** e a **ligação química** designa-se por **covalente polar**.

Na água, no cloreto de hidrogénio e no amoníaco a ligação entre os átomos é covalente polar e as respectivas moléculas são polares.

Contrariamente, nas moléculas de hidrogénio, nitrogénio, oxigénio e cloro, onde os pares electrónicos de ligação são partilhados de forma igual pelos átomos que se ligam, não ocorre nenhuma formação de pólos e a ligação é designada por **covalente apolar**, sendo as respectivas moléculas designadas por **apolares**.

O quadro que se segue mostra alguns exemplos de moléculas polares e apolares.

NOME	FÓRMULA	ESTRUTURA	DIFERENÇA DE ELECTRONEGATIVIDADE ENTRE OS ÁTOMOS	POLARIDADE DA MOLÉCULA
Hidrogénio molecular	H_2	$\text{H} - \text{H}$	$2,2 - 2,2 = 0$	Apolar
Nitrogénio molecular	N_2	$ \text{N} \equiv \text{N} $	$3,0 - 3,0 = 0$	Apolar
Oxigénio molecular	O_2	$\text{O} = \text{O}$	$3,4 - 3,4 = 0$	Apolar
Cloro molecular	Cl_2	$ \text{Cl} - \text{Cl} $	$3,2 - 3,2 = 0$	Apolar
Cloreto de hidrogénio	HCl	$^{\delta+}\text{H} - \text{Cl}^{\delta-}$	$3,1 - 2,2 = 0,9$	Polar
Água	H_2O	$\text{H} - \text{O} - \text{H}$	$3,4 - 2,2 = 1,2$	Polar
Amoníaco	NH_3	$\text{H} - \text{N} - \text{H}$	$3,0 - 2,2 = 0,8$	Polar

A diferença de electronegatividade entre os elementos que se ligam numa molécula permite diferenciar as moléculas apolares das moléculas polares:

- Quando essa diferença é igual a zero a molécula é apolar.
- Quando essa diferença é diferente de zero a molécula é polar.

Por seu turno, quanto maior for a diferença de electronegatividade entre os átomos que formam a ligação covalente na molécula, mais polar será essa ligação e, consequentemente, a respectiva molécula. Por exemplo, a molécula de água é mais polar do que a de amoníaco.

► A ligação covalente e as redes cristalinas molecular e covalente

A ligação covalente também ocorre em substâncias como o enxofre e o carbono (na forma de diamante ou grafite). Nestas substâncias os átomos ligam-se entre si compartilhando pares electrónicos. Enquanto as moléculas de hidrogénio, de azoto e de oxigénio têm como unidade estrutural o conjunto de dois átomos e, por isso, são substâncias moleculares, o enxofre e o carbono não formam moléculas, uma vez que a sua unidade estrutural são os átomos que se encontram unidos por ligações covalentes, formando estruturas gigantes de átomos.

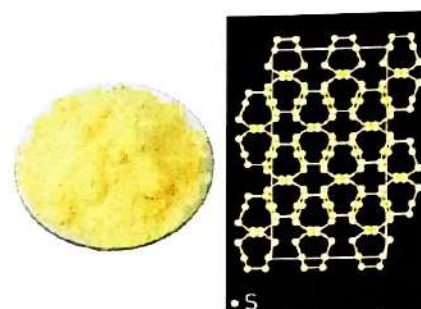
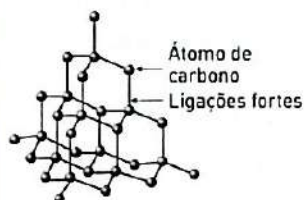


Fig. 8 – Enxofre.



Modelo do diamante



Modelo da grafite

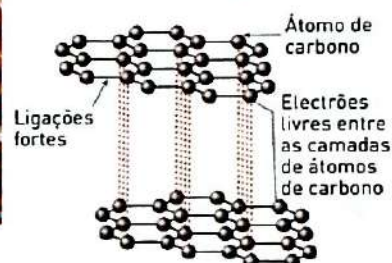


Fig. 9 – Carbono na forma de: (A) diamante e (B) grafite.

Estas diferenças estruturais provocam diferenças nas propriedades das substâncias. Enquanto o hidrogénio, o oxigénio, o nitrogénio e o metano são gases à temperatura ambiente, o enxofre, o diamante e a grafite são sólidos.

Tal constatação permite responder à questão “por que razão, apesar de todas apresentarem ligações covalentes entre os seus átomos, umas substâncias são sólidas, outras são líquidas e outras ainda são gasosas, às mesmas condições de pressão e temperatura?”.

Tudo depende do número de átomos e da forma como eles se ligam para formar a substância, bem como da interacção que ocorre entre as diferentes estruturas que se formam. Enquanto o hidrogénio, o nitrogénio, o oxigénio e o metano formam **substâncias moleculares** (com um número relativamente pequeno de átomos ligados), isto é, as suas **unidades básicas** são **moléculas** que interagem umas com as outras de modo muito fraco, o diamante e a grafite são **substâncias covalentes**, cujas **unidades básicas** são **átomos** que se unem entre si por ligações covalentes fortes.

Deste modo, quando as substâncias se encontram no estado condensado (sólido) formam dois tipos diferentes de estruturas cristalinas com ligação covalente. Tais estruturas são designadas por **redes cristalinas** ou **retículos cristalinos**.



Assim:

- As **substâncias moleculares** formam **redes cristalinas moleculares**. Estas são formadas por **moléculas**.
- No caso das **substâncias covalentes** formam-se **redes cristalinas atômicas ou covalentes** contendo um grande número de átomos unidos entre si por **ligações covalentes**.

► As ligações intermoleculares e intramoleculares

A maioria das substâncias, nas condições normais de pressão e temperatura, são sólidas. Aquelas com que temos contacto mais frequente são os metais, o sal de cozinha, o vidro, os plásticos, as pedras preciosas, etc. Contudo, também conheces substâncias líquidas como a água, o peróxido de hidrogénio (água-oxigenada), o álcool etílico, a acetona, entre outras. São também tuas conhecidas substâncias gasosas como o oxigénio, o azoto e o dióxido de carbono.



As ligações que mantêm os átomos unidos uns aos outros chamam-se **ligações intramoleculares** (o prefixo “intra” significa “dentro”).

As ligações covalentes são ligações intramoleculares. Permitem que certos átomos se associem uns aos outros, constituindo as moléculas. Por exemplo, a molécula de água é constituída por dois átomos de hidrogénio e um átomo de oxigénio. Estes átomos ligam-se entre si para formarem a molécula de água graças às ligações intramoleculares. Estas ligações são fortes.

No entanto, entre as moléculas que constituem um material existem **ligações intermoleculares** (o prefixo “inter” significa “entre”) que são responsáveis pelo estado de agregação dessa substância. Estas ligações são mais fracas que as ligações intramoleculares.

Nos gases, a distância entre as moléculas é muito grande, logo, são facilmente compressíveis. Então, as forças de interacção entre as moléculas são muito fracas, permitindo assim que elas se movimentem com alta velocidade. As **ligações intermoleculares nos gases** são de fraca intensidade.

Já nos líquidos, as distâncias entre as moléculas, apesar de serem grandes, são menores do que nos gases. As **ligações intermoleculares nos líquidos** são mais fortes do que nos gases mas mais fracas do que nos sólidos.

Os sólidos, de um modo geral, são difíceis de comprimir. Isto deve-se ao facto de as **ligações intermoleculares** entre as suas moléculas serem fortes.

Por exemplo, a água à temperatura ambiente é um líquido. Quando se aquece, as ligações intermoleculares ficam mais fracas e as moléculas afastam-se umas das outras – a água passa ao estado gasoso. Por outro lado, se arrefecermos a água até passar a gelo, as ligações intermoleculares tornam-se mais fortes e as moléculas aproximam-se – a água passa ao estado sólido.



Fig. 10 – Os estados físicos da água e a intensidade das ligações intermoleculares.

É de salientar que as ligações intermoleculares são mais fortes em moléculas polares e mais fracas em moléculas apolares. Por exemplo, a molécula de iodo possui ligações covalentes apolares, enquanto o iodeto de hidrogénio possui ligações covalentes polares. Neste caso, as ligações intermoleculares do iodeto de hidrogénio são mais fortes do que as do iodo molecular.

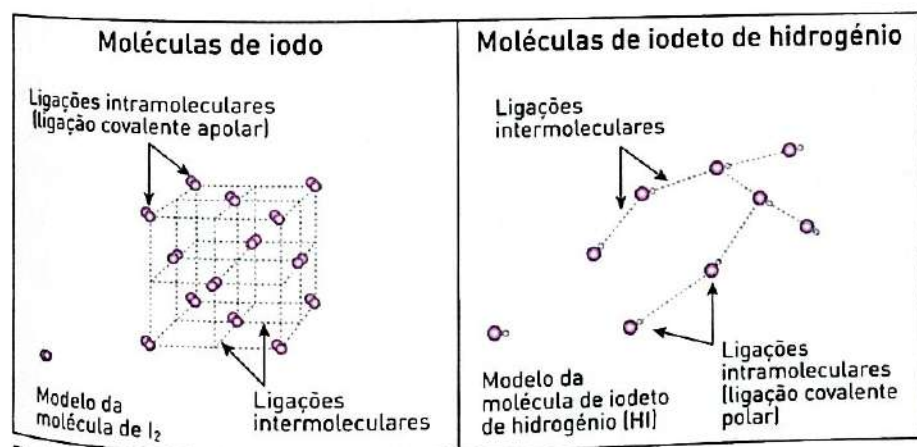
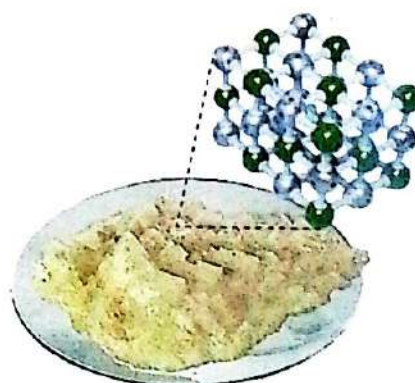


Fig. 11 – Modelo de moléculas de iodo e de moléculas de iodeto de hidrogénio.

3.2. A ligação iónica e a rede cristalina iónica

Os sólidos iónicos como o sal de cozinha (cloreto de sódio) são formados por iões carregados com cargas opostas que se atraem mutuamente e mantêm os átomos fortemente ligados por interações de natureza electrostática, formando assim as ligações iónicas. Estas propriedades estendem-se por toda a rede cristalina.



Cloreto de sódio

Fig. 12 – Cristal de cloreto de sódio e modelo que representa a sua estrutura cristalina iónica.

A ligação iónica resulta da atracção electrostática entre iões de car. gas opostas num retículo cristalino.

Esses iões formam-se devido à transferência de electrões dos átomos de um elemento para os átomos de outro elemento. A figura 13 mostra como se formam os iões positivos sódio e os iões negativos cloreto quando estes interagem para formar o cloreto de sódio (NaCl) que é uma substância iónica.

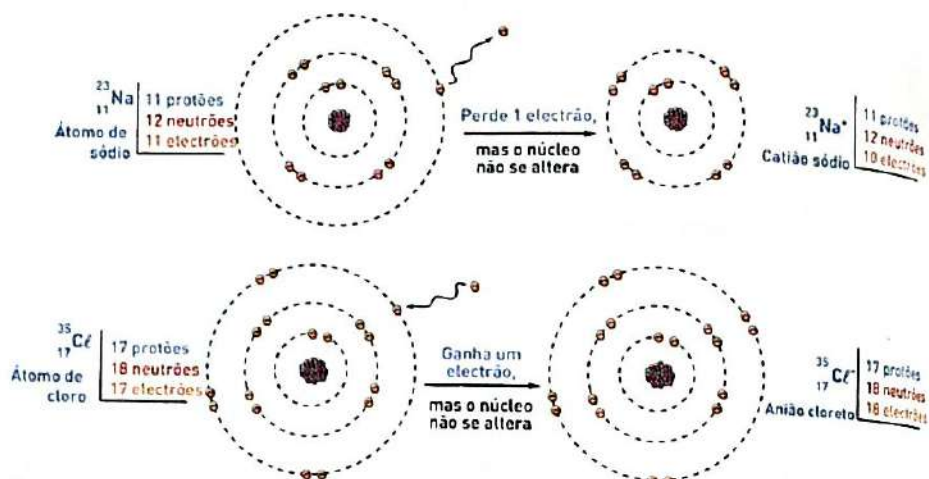


Fig. 13 – Formação do cátion sódio e do ânion cloreto para formarem o cloreto de sódio.

Para se formar uma ligação iônica, é necessário que os átomos de um dos elementos tenham tendência a ceder electrões e os átomos do outro elemento tenham tendência a receber electrões.

Quando os átomos de dois elementos A e B têm ambos tendência a ceder ou a receber electrões não se pode formar uma ligação iónica entre eles.

Os átomos com tendência a ceder electrões apresentam um, dois ou três electrões na camada de valência; são normalmente átomos metálicos.

Os átomos com tendência a captar electrões apresentam quatro, cinco, seis ou sete electrões na camada de valência; são átomos não metálicos.

[illegible]

Fig. 14 - Elementos metálicos e não metálicos que formam ligação iônica.

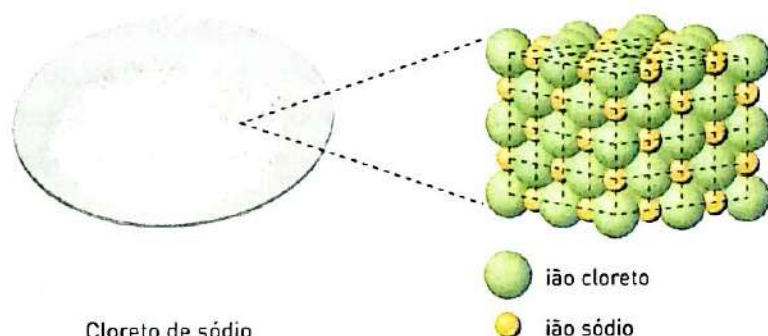
Uma ligação iónica forma-se entre um metal e um não-metal. Os electrões são transferidos dos átomos metálicos para os não metálicos ou para o hidrogénio.

Os átomos dos metais, que cedem electrões, transformam-se em iões positivos (catiões) e os átomos dos não-metais, que captam electrões, transformam-se em iões negativos (aniões).

Todo o anião monoatômico tem configuração estável, semelhante à de um gás nobre, porque, na formação do anião, o átomo recebe exactamente o número de electrões que falta para ser atingida a configuração estável.

Porém, nem todo o catião monoatômico tem configuração estável. O átomo, ao ceder os electrões da sua camada de valência, nem sempre fica com configuração estável. Os catiões dos metais alcalinos e dos alcalino-terrosos, bem como o catião alumínio, têm configurações estáveis, enquanto os catiões dos metais de transição não têm, na sua maioria, uma configuração estável.

O sal de cozinha é formado por cristais iónicos. A ordenação regular dos iões no cristal iónico conduz à formação de uma estrutura cúbica. No modelo espacial do cristal iónico de cloreto de sódio, os iões estão representados por esferas de carga positiva (Na^+) e de carga negativa (Cl^-). Tais esferas apresentam tamanhos diferentes. Normalmente, os catiões têm tamanho menor do que os aniões.



Cloreto de sódio

Fig. 15 – Modelo espacial do cristal iónico de cloreto de sódio.

Cristais iónicos são corpos cristalinos sólidos formados por catiões e aniões que se unem por forças de natureza electrostática. No seu todo, o cristal iónico é neutro, pois as cargas positivas e negativas anulam-se.

Compostos constituídos por um metal, como o sódio, o potássio, o cálcio ou o magnésio, combinado com um não-metal, como o flúor, o cloro, o bromo ou o iodo, formam cristais iónicos, isto é, são substâncias iónicas. As substâncias cloreto de potássio, cloreto de cálcio e cloreto de magnésio são muito semelhantes ao cloreto de sódio na sua estrutura. Na tabela ao lado estão identificadas algumas propriedades dessas substâncias.

FÓRMULA	NaCl	KCl	CaCl_2	MgCl_2
IÕES CONSTITUINTES	Na^+ ; Cl^-	K^+ ; Cl^-	Ca^{2+} ; Cl^-	Mg^{2+} ; Cl^-
RELAÇÃO ESTEQUIOMÉTRICA DOS IÕES	1:1	1:1	1:2	1:2
TEMPERATURA DE FUSÃO	800 °C	770 °C	772 °C	712 °C
TIPO DE LIGAÇÃO QUÍMICA	Ligação iónica.			
TIPO DE ESTRUTURA CRISTALINA QUE FORMAM	Rede cristalina iónica.			
SOLUBILIDADE EM ÁGUA	São muito solúveis em água.			
DUREZA	São duros e quebradiços.			
CONDUTIVIDADE ELÉCTRICA	Conduzem bem a corrente eléctrica quando fundidos ou quando em solução.			

Normalmente, os cristais iónicos possuem pontos de fusão muito altos e, de um modo geral, eles dissolvem-se bem em água. Pela sua fusão ou dissolução quebra-se a ligação iónica e os iões ficam livres, movimentando-se facilmente. É por essa razão que os cristais iónicos quando fundidos ou em soluções das substâncias iónicas conduzem bem a corrente eléctrica.

3.3. A ligação metálica e a rede cristalina metálica

Antes de explicar o modelo da ligação metálica e dos cristais metálicos, vamos identificar as propriedades observáveis dos metais. Depois tentaremos explicar tais propriedades com base num modelo de estrutura convincente.

Os metais são substâncias que se caracterizam por possuírem brilho metálico e uma boa condutividade da electricidade e do calor. Esta última característica manifesta-se pela sensação fria com que ficamos quando os tocamos, o que demonstra que o calor das nossas mãos se transfere para o metal.

Uma outra propriedade importante é a maleabilidade, ou seja, a facilidade com que se podem moldar e laminar já que, diferentemente de outros materiais, não são quebradiços.

À excepção do mercúrio, que é líquido, todos os restantes metais formam sólidos cristalinos sob condições normais de pressão e temperatura.

Mas que partículas constituem os metais? Como se pode diferenciar uma rede metálica de uma rede covalente ou de uma rede iónica?

Um metal, assim como qualquer outra substância, é formado por elementos químicos sendo geralmente descrito como um aglomerado de átomos com carácter metálico em que os electrões da camada de valência fluem livremente. Os metais são distinguidos pelas suas propriedades de ionização e de ligação.

Assim, cada átomo exerce somente uma fraca atracção nos electrões mais externos fazendo com que os electrões de valência formem um tipo de nuvem em torno dos átomos. Este é o modelo mais simples de ligação metálica que explica estas propriedades e que é conhecido como modelo do "mar de electrões".

Neste modelo, supõe-se que o material metálico, composto por uma rede tridimensional de catiões, está dentro de um "mar" formado pelos electrões de valência. Estes electrões mantêm-se unidos à rede de catiões mediante atracções electrostáticas e distribuem-se uniformemente por toda a estrutura, de modo que nenhum electrão esteja ligado a um catião específico. Esta mobilidade dos electrões explica a condutividade eléctrica e calorífica dos metais.

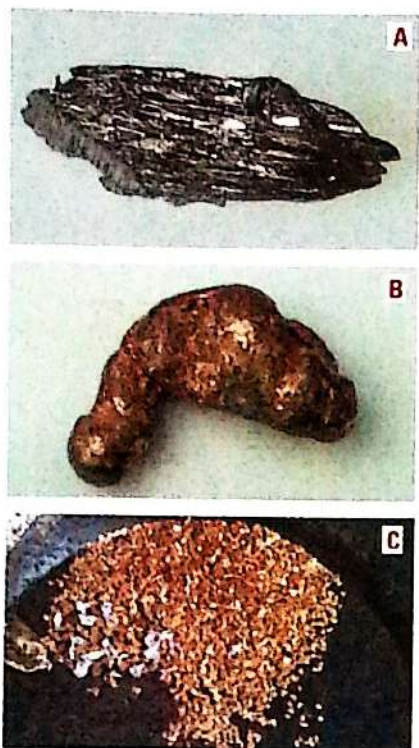


Fig. 16 - Sólidos metálicos: (A) prata, (B) cobre e (C) ouro.

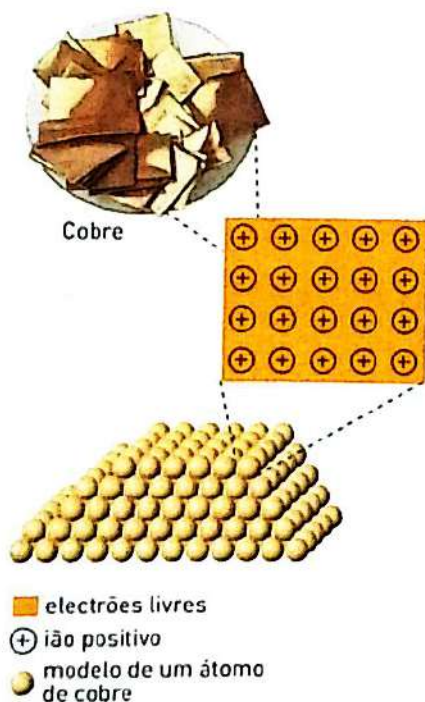


Fig. 17 - Modelo da ligação metálica - "mar de electrões".

A capacidade de se deformarem explica-se pelo facto de os átomos metálicos poderem mover-se sem que ocorra qualquer quebra da ligação. É por isso que se pode trabalhar facilmente os metais. As figuras 18 A, B e C mostram alguns objectos metálicos utilizados no dia-a-dia.



Fig. 18 - Objectos feitos à base de metais: (A) torneira; (B) utensílios de cozinha; (C) tubos para canalização.

Assim, os metais podem ser facilmente transformados em fios, lâminas e usados na produção de molas. Revelam, portanto, propriedades como a **ductilidade**, a **maleabilidade** e a **elasticidade**.

Além disso, os metais apresentam pontos de fusão e pontos de ebulição altos e são resistentes à tracção e, por isso, têm elevada **tenacidade**.

Normalmente, os metais possuem um a três electrões na última camada que podem ser facilmente cedidos de maneira a atingirem a forma cationica estável de camada mais exterior completa com oito electrões.

Geralmente, os metais apresentam ordenação cristalina simples, com elevado nível de aglomeração atómica. Isto faz por exemplo com que eles apresentem densidades relativamente elevadas. A figura 19 mostra como se dispõem os átomos num cristal de ferro.

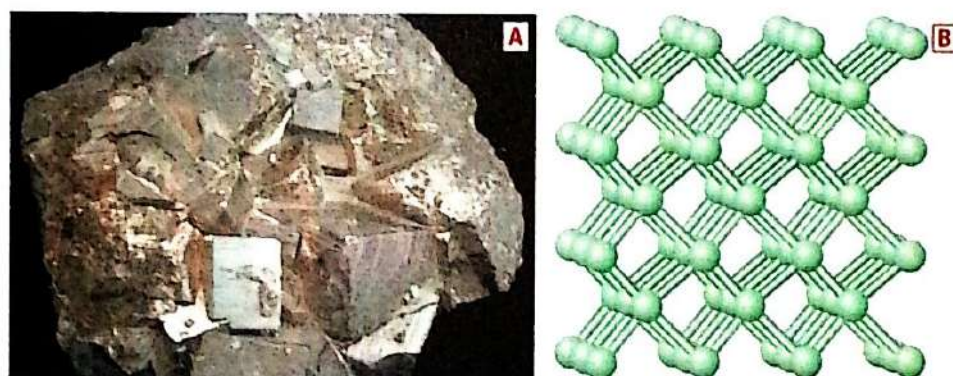


Fig. 19 - (A) Cristal de ferro; (B) estrutura cristalina metálica do ferro.

Assim, conclui-se que:

A ligação metálica é constituída pelos electrões livres que se movem entre os cationes (modelo do "mar de electrões").

A ligação metálica explica a condutividade eléctrica, a maleabilidade, a ductilidade e outras propriedades dos metais.

4. Estruturas cristalinas – arranjos periódicos dos átomos



Fig. 20

Com a evolução dos estudos na compreensão e descrição dos cristais foi necessário desenvolver uma linguagem simbólica para construir e descrever as estruturas cristalinas. Desse modo nasceu a **cristalografia**, área científica que estuda as estruturas dos cristais.

Um **cristal ideal** é constituído por infinitas repetições regulares da unidade cristalina.

Nos cristais simples como os de cobre, prata e ouro existe apenas um tipo átomos. Contudo, a **unidade básica** dos cristais pode ser composta por diferentes tipos de átomos, moléculas ou iões.

Por exemplo:

- No cloreto de sódio (NaCl), as unidades básicas que formam a rede são iões sódio e cloreto.
- No diamante, as unidades básicas são átomos de carbono.
- No gelo, as unidades básicas são moléculas de água.
- Nos metais, as unidades básicas são átomos de metais que libertam facilmente os electrões de valência formando catiões e um “mar de electrões”.

Assim, podemos descrever a estrutura de qualquer cristal em termos de uma unidade de **rede periódica** contendo um **grupo de átomos, moléculas ou iões iguais ou diferentes**. Este grupo de átomos, moléculas ou iões é denominado por **base** e repete-se espacialmente para formar o cristal.

É possível distinguir quatro tipos mais frequentes de redes cristalinas sólidas em função das ligações entre os átomos ou iões:

- os cristais covalentes;
- os cristais moleculares;
- os cristais iónicos;
- os cristais metálicos.

As substâncias químicas podem ser classificadas com base no tipo de ligações e interacções que apresentam:

- **Substância iónica** – apresenta pelo menos uma ligação iónica. Mesmo as substâncias que apresentam simultaneamente ligações iónicas e covalentes são classificadas como iónicas. As substâncias iónicas são sólidas à temperatura ambiente, apresentam, geralmente, pontos de fusão e de ebulição elevados, conduzem a corrente eléctrica no estado fundido ou em solução e os seus cristais são duros e quebradiços.

- **Substância molecular** – apresenta somente ligações covalentes e é formada por moléculas discretas. Tais moléculas podem interagir mutuamente através de forças intermoleculares relativamente fracas. Apresentam pontos de fusão e de ebulição relativamente baixos, mesmo quando no estado sólido, são voláteis e formam maioritariamente gases e líquidos. As substâncias moleculares podem subdividir-se em polares e apolares. As apolares não conduzem a corrente eléctrica enquanto as polares quando em solução conduzem a corrente eléctrica.
- **Substância covalente** – é formada por um elevado número de átomos, unidos por ligações covalentes fortes. Estas ligações estendem-se formando cristais covalentes. Por essa razão tais substâncias são normalmente sólidas à temperatura ambiente, são duras, apresentam pontos de fusão e de ebulição elevados e não conduzem a corrente eléctrica nem o calor.
- **Substância metálica** – é formada por átomos que cedem facilmente electrões de valência transformando-se em catiões que ficam envolvidos por um “mar de electrões”. Assim estabelece-se a ligação metálica que é típica neste tipo de substâncias. A ligação metálica confere aos metais as seguintes propriedades: brilho metálico, ductilidade e maleabilidade, pontos de fusão e de ebulição relativamente altos e condutividade eléctrica e calorífica.

RESUMO

Quando se investiga sobre a constituição das substâncias, não chega somente conhecer os seus constituintes, como átomos ou iões. É também importante termos um conhecimento claro sobre como essas partículas que constituem as substâncias se encontram ligadas, qual a sua ordenação e quais as forças que actuam nelas e entre elas.

As **ligações químicas** representam o tipo e a forma como as partículas constituintes da matéria se encontram unidas. Estudámos três tipos de ligações químicas:

- A **ligação iónica**, que ocorre entre iões positivos e negativos.
- A **ligação covalente**, que ocorre entre átomos por partilha de pares electrónicos e que pode ser **polar** ou **apolar**.
- A **ligação metálica**, que ocorre entre catiões dos metais uniformemente envolvidos pelos seus electrões de valência que se movimentam facilmente por todo o metal.

Para representar as ligações químicas entre os átomos, Lewis desenvolveu fórmulas que mostram os símbolos dos átomos, os electrões de valência e os pares electrónicos de ligação – **estruturas de Lewis**.

Para a compreensão sobre por que razão os átomos se ligam, os cientistas elaboraram teorias e regras explicativas:

- A **teoria dos gases nobres** diz que os átomos têm tendência para completar a sua camada mais externa com oito electrões, atingindo deste modo a estrutura estável dos gases nobres.
- A **regra do octeto** diz que os átomos têm a tendência para completar a sua camada mais externa com oito electrões, atingindo deste modo a estabilidade.

A teoria dos gases nobres e a regra do octeto complementam-se.

Devido ao tipo de ligação química que se estabelece entre os átomos, podemos diferenciar estruturas cristalinas diferentes. Assim, as **substâncias com ligação iónica formam redes cristalinas iónicas**, as **substâncias com ligação covalente formam redes cristalinas covalentes e redes cristalinas moleculares quando no estado sólido** e as **substâncias metálicas formam redes cristalinas metálicas**.

Entre a estrutura das substâncias e as suas propriedades existem relações muito íntimas. Isto é, a estrutura de uma substância determina as propriedades que ela apresenta. Assim, podemos classificar as substâncias com base nas ligações que apresentam em: **substância iónica, substância molecular, substância covalente e substância metálica**.

Actividades

- Descreve a ordenação electrónica que ocorre no catião sódio e no anião cloreto usando:
 - O modelo atómico de Bohr.
 - As estruturas de Lewis.
- Desenha um modelo para um cristal de sal de cozinha.
- Por que razão os metais são bons condutores do calor e da corrente eléctrica?
- Por que razão os sais quando fundidos ou quando dissolvidos em água conduzem a corrente eléctrica?
- Porque é que o hidrogénio só pode formar moléculas diatómicas de H_2 e não triatómicas?
- Por que razão o hélio não pode formar moléculas?
- Por que razão o Cl_2 é apolar e o HCl é polar?
- Compara as propriedades do sal de cozinha com as propriedades do diamante recorrendo ao tipo de ligação química nestas substâncias.
- Por que razão as substâncias moleculares como o oxigénio e o nitrogénio têm pontos de fusão e de ebulição baixos enquanto substâncias iónicas como o cloreto de sódio têm pontos de fusão e de ebulição elevados?
- Completa a seguinte tabela.

REACÇÃO QUÍMICA	2 Mg	+	CO ₂	→	MgO	+	C
NOME DA SUBSTÂNCIA	Magnésio						
ESTADO DE AGREGAÇÃO EM CONDIÇÕES NORMAIS DE PRESSÃO E TEMPERATURA	Sólido						
LIGAÇÃO QUÍMICA			Covalente		Iónica		
PARTÍCULAS CONSTITUINTES	Átomos metálicos, iões metálicos e electrões livres						Átomos
TIPO DE CRISTAL							Covalente

Agora vou experimentar

MATERIAIS/REAGENTES:

- Copo ou gobelé
- Bico de Bunsen ou lamparina de álcool
- Eléctrodos de ferro (pregos) ou cobre
- Lâmina de vidro ou vidro de relógio
- Água do mar (ou água salgada)
- Água destilada
- Circuito eléctrico (pilhas, lâmpada, fios condutores)
- Eléctrodos de grafite (lápiz de carvão)
- Lupa
- Sal de cozinha (grosso)
- Água da torneira

► EXPERIÊNCIA 1

ESTRUTURA DO SAL DE COZINHA

PROCEDIMENTO:

1. Colocar 3 cristais de sal grosso sobre a lâmina de vidro ou vidro de relógio e observá-los atentamente com a lupa.
2. Anotar as observações e tirar as devidas conclusões.

► EXPERIÊNCIA 2

A ÁGUA DO MAR CONTÉM SAL DE COZINHA

Se vives próximo do mar, no dia anterior ao da experiência recolhe uma pequena amostra de água do mar, filtra-a para uma garrafa de plástico e guarda. Se não vives próximo do mar, terás de dissolver um pouco de sal de cozinha em água.

PROCEDIMENTO:

1. Num gobelé, aquecer a solução de água salgada até à evaporação, sem deixar que a água se esgote totalmente.
2. Deixar arrefecer e observar atentamente o que acontece.
3. Registar as observações e tirar as devidas conclusões.

► EXPERIÊNCIA 3

CONDUTIVIDADE ELÉCTRICA DE UMA SOLUÇÃO DE CLORETO DE SÓDIO

PROCEDIMENTO:

1. Dissolver num copo ou gobelé uma pequena porção de sal de cozinha em água.
2. Introduzir os eléctrodos do circuito (usa eléctrodos de grafite) na solução e ligar o circuito.
3. Repetir a operação anterior substituindo os eléctrodos de grafite pelos de metal (ferro ou cobre).
4. Observar e anotar as observações. Tirar as devidas conclusões.

► EXPERIÊNCIA 4

CONDUTIVIDADE ELÉCTRICA DA ÁGUA DA TORNEIRA E DA ÁGUA DESTILADA

PROCEDIMENTO:

1. Colocar num copo ou gobelé uma pequena porção de água da torneira.
2. Introduzir os eléctrodos do circuito (usa eléctrodos de grafite) na água e ligar o circuito.
3. Repetir a operação anterior substituindo a água da torneira por água destilada.
4. Observar e anotar as observações. Tirar as devidas conclusões.



4

O CLORO E OS ELEMENTOS DO VII GRUPO PRINCIPAL

1 OS ELEMENTOS DO VII GRUPO PRINCIPAL DA TABELA PERIÓDICA

2 OCORRÊNCIA DOS HALOGENÍDEOS NA NATUREZA

3 PROPRIEDADES FÍSICAS DOS HALOGENÍDEOS

4 PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS HALOGENÍDEOS

5 O CLORO COMO REPRESENTANTE DO VII GRUPO PRINCIPAL

5.1. Propriedades físicas do cloro

5.2. Obtenção industrial e laboratorial do cloro

6 APLICAÇÕES DO FLUOR, DO CLORO, DO BROMO E DO IODO

7 COMPOSTOS DE CLORO, BROMO E IODO

7.1. Haletos de hidrogénio

7.2. Cloreto de sódio: obtenção e aplicações

7.3. Identificação dos iões halogenetos

8 NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX): CONCEITO E REGRAS PARA A SUA DETERMINAÇÃO

8.1. Número de oxidação

8.2. Regras para a determinação do número de oxidação (nox)

9 REACÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO OU REACÇÕES REDOX

4

O CLORO E OS ELEMENTOS DO VII GRUPO PRINCIPAL

Vou aprender

- A conhecer melhor os elementos do VII grupo principal da Tabela Periódica:
 - ✓ Localização na TP
 - ✓ Propriedades físicas e químicas
 - ✓ Aplicações
- A relacionar a estrutura electrónica dos elementos do VII grupo principal com as suas propriedades químicas
- A explicar a variação das propriedades físicas e da reactividade dos halogéneos ao longo do seu grupo
- A escrever as equações químicas que traduzem as propriedades químicas dos halogéneos
- A conhecer as propriedades físicas e químicas do cloreto de hidrogénio e do ácido clorídrico
- A relacionar as aplicações do cloro com o processo de tratamento da água para o consumo e do combate à cólera
- A conhecer os riscos e as regras de segurança a observar no trabalho com os halogéneos
- A definir, reconhecer e explicar as reacções de oxidação e redução:
 - ✓ Agente oxidante e agente redutor
 - ✓ Substância oxidada e substância reduzida
 - ✓ Semiequações de oxidação e de redução
- A identificar os iões halogenetos (cloreto, brometo e iodeto) através de reacções químicas específicas de precipitação, complexação e oxidação-redução

1. Os elementos do VII grupo principal da Tabela Periódica

As indústrias agroquímica e farmacêutica e os centros de tratamento de água fornecem-nos produtos úteis como:

- Os fertilizantes KCl , $NaCl$ e $MgCl_2$, para o bom desenvolvimento das plantas.
- A bromexina, muito usada como expectorante no tratamento de problemas respiratórios associados à mucosidade viscosa e excessiva das vias respiratórias, e o sal iodado, que é essencial para o combate ao bócio.
- Os fluoretos (no tratamento da água) para combater várias doenças, entre as quais a cárie dentária que tipicamente ocorre nas crianças e jovens como tu, e ajudando também na fortificação dos dentes e ossos que compõem o nosso esqueleto.

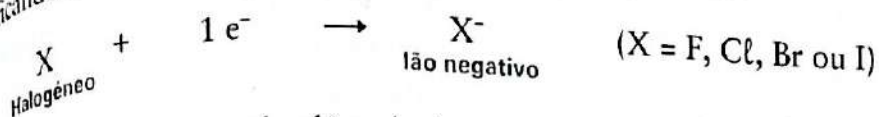


Fig. 1 – Produtos úteis que contêm elementos do VII grupo principal: (A) fertilizantes; (B) expectorantes; (C) água para consumo.

Em todos os produtos mencionados estão contidos os elementos do VII grupo principal, nomeadamente, o flúor, o cloro, o bromo e o iodo. Além dos elementos flúor, cloro, bromo e iodo, faz parte deste grupo o ástato que é um elemento radioactivo. Estes elementos são também muito conhecidos como halogéneos, pois reagem facilmente com metais, formando os respectivos sais. A palavra “halogéneo” provém do grego e significa formador de sal.

Como já aprendeste na Unidade 3 pelo estudo da Tabela Periódica, estes elementos encontram-se no VII grupo principal por apresentarem sete electrões na sua última camada. Como somente lhes falta um electrão para satisfazerem a regra do octeto, eles normalmente

ganham esse electrão transformando-se em aniões halogenetos, nomeadamente, fluoreto (F^-), cloreto (Cl^-), brometo (Br^-) e iodeto (I^-), ficando assim com a estrutura do gás nobre mais próximo.



De um modo geral, além de formarem preferencialmente sais halogenetos, eles também formam moléculas diatómicas e dessa forma também se estabilizam por partilha de um par de electrões. Como vais ter a oportunidade de aprender, as várias semelhanças na estrutura dos átomos destes elementos determinam as semelhanças em algumas das suas propriedades.

2. Ocorrência dos halogéneos na Natureza

Os elementos flúor, cloro, bromo e iodo ocorrem na Natureza somente na forma de compostos, pois têm uma elevada capacidade de reagir com muitos outros elementos. Logo, só se podem obter a partir dos seus compostos.

O flúor ocorre principalmente sob a forma de minerais como a fluorite, CaF_2 , a criolite, Na_3AlF_6 , e a fluorapatite, $Ca_5F(PO_4)_3$.



Fig. 3 - Fluorite.



Fig. 4 - Criolite.



Fig. 5 - Fluorapatite.

O cloro, o mais abundante dos halogéneos, ocorre como ião cloreto na água do mar, nos lagos salgados e em minas de sal-gema, onde aparece combinado com os iões K^+ , Na^+ , Mg^{2+} e Ca^{2+} . Também ocorre nos minerais silvinite, KCl , e carnalite, $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6 H_2O$.



Fig. 6 - Água do mar.



Fig. 7 - Silvinite.



Fig. 8 - Carnalite.

O bromo ocorre sob a forma de ião brometo na água do mar, nos lagos salgados, nas minas de sal-gema e em águas subterrâneas.



Fig. 9 - Bromo.



Fig. 10 - Mina de sal-gema.

2. Ocorrência dos halogéneos na Natureza

9	19,00
F	
Fluor	
17	35,45
Cl	
Cloro	
35	79,90
Br	
Bromo	
53	126,90
I	
Iodo	
85	(210)
At	
Ástato	

Fig. 2 - Elementos do VII grupo principal da Tabela Periódica.



Fig. 11 – Iodo.



Fig. 12 – Algas.

O iodo também ocorre na água do mar, mas em menor quantidade. É também encontrado como iodato de sódio, NaIO_3 , em certas plantas aquáticas (algas) que acumulam o iodo nos seus tecidos.

3. Propriedades físicas dos halogéneos

Como vimos anteriormente, os halogéneos formam moléculas diatómicas de F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 . Todas estas moléculas possuem um cheiro muito forte e são muito tóxicas. A inalação destas substâncias, mesmo em pequenas quantidades, leva a uma forte irritação das vias respiratórias e à inflamação das mucosas. A inalação em quantidades elevadas pode levar à intoxicação séria ou até mesmo à morte.

Na tabela que se segue podes observar algumas propriedades físicas dos halogéneos.



Fig. 13 – Flúor.



Fig. 14 – Cloro, bromo e iodo, respectivamente.

NOME	FLÚOR	CLORO	BROMO	IODO
Símbolo	F	Cl	Br	I
Número atómico	9	17	35	53
Raio atómico	0,64 Å	0,99 Å	1,14 Å	1,33 Å
Electronegatividade	4,0	3,2	3,0	2,7
Massa atómica	18,99	35,45	79,91	126,90
Fórmula molecular	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Ponto de fusão	-223 °C	-101 °C	-7 °C	114 °C
Ponto de ebulição	-188 °C	-34 °C	59 °C	185 °C
Densidade no estado líquido	1,108 g/cm ³	1,56 g/cm ³	3,14 g/cm ³	4,94 g/cm ³
Massa molar	38 g/mol	71 g/mol	160 g/mol	254 g/mol
Cor a 0 °C	Verde-claro	Verde-amarelado	Vermelho-acastanhado	Cinzent-escuro brilhante
Cor no estado gasoso	Verde-claro	Verde-amarelado	Vermelho-acastanhado	Violeta
Solubilidade em água	Reage com a água	Pouco solúvel	Pouco solúvel	Pouco solúvel
Solubilidade em solventes orgânicos	Muito solúvel	Muito solúvel	Muito solúvel	Muito solúvel

Como podes verificar, é possível reconhecer facilmente os halogéneos, bastando para tal conhecer as suas propriedades.

4. Propriedades químicas dos halogéneos

Como vimos anteriormente, os halogéneos possuem todos o mesmo número de electrões na última camada e, por isso, apresentam propriedades químicas semelhantes. Em relação à sua reactividade, eles atingem a estabilidade ganhando mais um electrão.

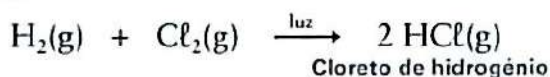
No entanto, a capacidade de ganhar mais um electrão diminui ao longo do grupo, sendo, por isso, o flúor o elemento onde esta propriedade é mais acentuada e o iodo o elemento onde esta propriedade é menos acentuada. Esta diferença pode ser deduzida com base nas seguintes constatações:

- O flúor reage de forma espontânea e explosiva com quase todas as substâncias.
- A reactividade do cloro é moderada quando comparada com a do flúor.
- O bromo é menos reactivo do que o cloro, mas é mais reactivo do que o iodo.

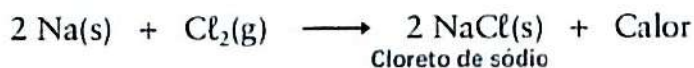
Por exemplo, enquanto o flúor reage explosiva e espontaneamente com o hidrogénio, mesmo na ausência de luz, segundo a equação da reacção:



já o cloro somente na presença de luz reage com o hidrogénio, segundo a equação:



Os halogéneos reagem muito facilmente com os metais do primeiro e do segundo grupos principais, formando os respectivos sais. Por exemplo, a reacção entre o cloro e o sódio é rápida e liberta grande quantidade de calor.



Desta forma formam-se os halogenetos de metais, que são os sais binários resultantes da reacção dos halogéneos com os metais.

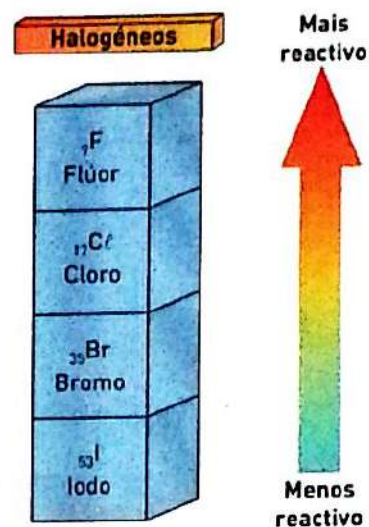


Fig. 15 – Variação da reactividade nos halogéneos – VII grupo principal.

Actividades

1. Por que razões os halogéneos formam preferencialmente sais?
2. Que sectores da actividade humana estão ligados ao uso dos halogéneos?
3. Que importância tem o sal iodado na alimentação humana?
4. Que medidas de prevenção da cárie dentária conheces?
5. Quais são os principais minerais de cloro?
6. Qual é a razão da localização dos halogéneos no VII grupo principal da Tabela Periódica?
7. Usa os dados da tabela da página anterior para indicar como variam ao longo do grupo dos halogéneos as seguintes propriedades:
 - a) o raio atómico;
 - b) a electronegatividade;
 - c) o carácter metálico;
 - d) os pontos de fusão e ebulição.

5. O cloro como representante do VII grupo principal

5.1. Propriedades físicas do cloro



Fig. 16 – Carl Wilhelm Scheele.



Fig. 17 – O cloro está presente no sal de cozinha que usamos no dia-a-dia.

O elemento cloro foi descoberto em 1774 pelo sueco Carl Wilhelm Scheele. O cloro (do grego *chlorós*, que significa esverdeado) é um gás de cor amarelo-esverdeada, pouco solúvel em água. Este elemento, como os restantes halogéneos, tem um cheiro muito activo, é irritante e muito tóxico (neurotóxico), tendo sido usado como arma química na Primeira e na Segunda Guerra Mundial. A dose letal (mortal) é de 2,5 mg de cloro por cada litro de ar.

Como se trata de uma substância **apolar**, o cloro dissolve-se muito pouco na água (cerca de 6,5 g de cloro por litro de água, a 25 °C) formando uma solução que é denominada água de cloro ($\text{Cl}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$).

Porém, quando em solventes orgânicos como o tetracloreto de carbono, CCl_4 , e o clorofórmio, CH_3Cl , ele é muito solúvel.

Na Natureza não é encontrado no estado puro, já que reage com rapidez com muitos elementos e compostos químicos, formando, maioritariamente, cloretos e cloratos. Porém, ocorre sobretudo na forma de cloreto de sódio nas minas de sal-gema e dissolvido na água do mar. O cloreto de sódio é comum como sal de cozinha. Este halogéneo forma numerosos sais obtidos a partir de cloretos por processos de oxidação.

5.2. Obtenção industrial e laboratorial do cloro

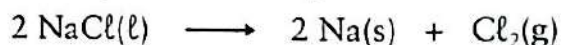
► Obtenção industrial do cloro

O cloro é um dos produtos mais importantes fabricados pela indústria química.

Ele é obtido em grandes quantidades (milhares de toneladas) pelo processo de electrólise do cloreto de sódio fundido ou em solução aquosa.

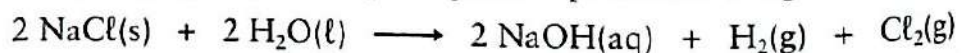
A electrólise consiste numa reacção química que é despoletada pela passagem da corrente eléctrica contínua sobre o fundido ou a solução aquosa (de cloreto de sódio) a partir da qual se obtêm os produtos da reacção (cloro e sódio).

Quando se faz a electrólise do cloreto de sódio fundido a equação química que traduz o processo é a seguinte:



Neste caso, obtém-se cloro e sódio.

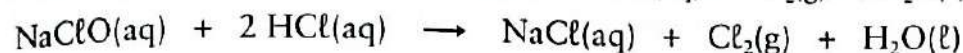
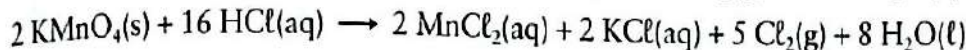
Relativamente à electrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio, a equação química que exprime o processo é a seguinte:



Neste caso, formam-se cloro, hidrogénio e hidróxido de sódio como produtos da reacção.

► Obtenção laboratorial do cloro

No laboratório, o cloro pode ser obtido pela reacção entre o dióxido de manganês, MnO_2 , ou o permanganato de potássio, KMnO_4 , com o ácido clorídrico, HCl , ou até mesmo pela reacção entre o hipoclorito de sódio (lixívia), NaClO , com o ácido clorídrico, segundo as equações das reacções que se seguem:



6. Aplicações do flúor, do cloro, do bromo e do iodo

O flúor é utilizado na produção de um plástico conhecido comercialmente pelo nome de *teflon*, pois é bastante resistente ao ataque químico. É também usado como aditivo nas pastas dentífricas e é adicionado à água, nos centros de tratamento de água, em quantidades muito pequenas, para combater a cárie dentária.

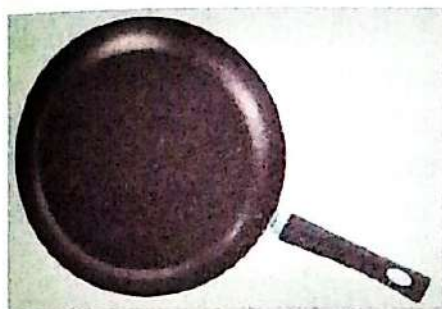


Fig. 18 – Utensílio de cozinha feito em *teflon*.

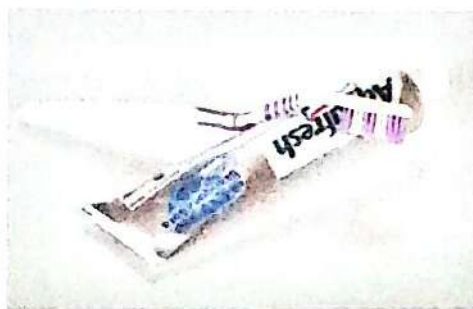


Fig. 19 – As pastas dentífricas têm flúor para prevenir as cáries.

O cloro é muito utilizado no branqueamento de tecidos e de celulose, destinada ao fabrico de papel. Ele é igualmente usado no tratamento de água para consumo e da água das piscinas para eliminar os microrganismos prejudiciais à saúde. O cloro é ainda usado na produção de solventes orgânicos (clorofórmio, tetracloreto de carbono, etc.), de insecticidas, de pesticidas e na obtenção de compostos como o ácido clorídrico, o cloreto de hidrogénio e a água de Javel (lixívia).



Fig. 21 – O cloro é utilizado no tratamento de água para consumo.

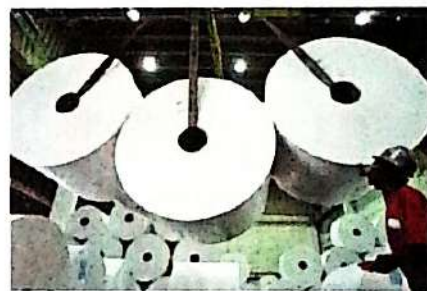


Fig. 20 – O papel é branco devido ao tratamento da celulose com cloro.



Fig. 22 – A lixívia tem como produto activo o hipoclorito de sódio (NaClO).

A lixívia é um composto químico utilizado na limpeza e desinfecção de superfícies, cujo produto activo, o hipoclorito de sódio, tem a fórmula química NaClO . É muito utilizada como agente branqueador. Possui excelente acção bactericida e dissolve substâncias orgânicas mortas. É utilizada geralmente como uma mistura de NaClO e água (na proporção de 2% a 2,5% de hipoclorito de sódio), sendo considerada uma solução aquosa.



Fig. 23 - A cólera é uma doença grave que pode ser atenuada com os devidos cuidados de higiene e desinfecção.

O hipoclorito de sódio é também usado na prevenção contra a cólera. A cólera existe, principalmente, em locais onde o saneamento básico é precário. A bactéria que causa a cólera sobrevive cerca de cinco dias à temperatura ambiente e é resistente ao congelamento. No ambiente marinho, ela sobrevive a temperaturas entre 10 °C e 30 °C. No entanto, não resiste a temperaturas acima dos 80 °C nem à exposição ao cloro.

Assim, a fervura ou cloração da água e dos alimentos antes de ingeri-los bem como evitar o uso de gelo nas bebidas, salvo quando este tiver sido preparado com água tratada, são algumas das principais medidas para impedir a contaminação por esta doença.

A Organização Mundial de Saúde recomenda a proporção de 6 mL de cloro para cada litro de água, adicionado no mínimo meia hora antes da sua utilização como bebida ou para a preparação de alimentos. Recomenda ainda, para desinfecção de frutas e verduras, a imersão destas, por meia hora, em 2 mL de cloro por cada litro de água, sendo depois lavadas com água tratada.

O cloro é também usado na obtenção de anti-inflamatórios e analgésicos.

O bromo é usado na produção de corantes, analgésicos, pesticidas, medicamentos, filmes fotográficos (brometo de prata, AgBr) e cinematográficos.



Fig. 24 - Na indústria farmacêutica, o cloro é usado na produção de anti-inflamatórios e analgésicos.



Fig. 25 - O brometo de prata é usado nos filmes fotográficos.



Fig. 26 - Tintura de iodo.



Fig. 27 - Bócio.

O iodo é usado na medicina como anti-séptico (desinfectante), na forma de tintura de iodo (solução de 10%). É também usado na produção de catalisadores, medicamentos, corantes, etc. A falta de iodo no organismo humano pode causar o aparecimento de bócio, uma doença que resulta do mau funcionamento da glândula tireóide e que se manifesta externamente pelo aumento do volume do pescoço. A Organização Mundial de Saúde recomenda o uso de sal iodado para prevenir a ocorrência desta doença.

7. Compostos de cloro, bromo e iodo

Os compostos de cloro, bromo e iodo que têm maior aplicação no dia-a-dia são os haletos (halogenetos) de hidrogênio e os seus sais. Haletos de hidrogênio são compostos formados por halogêneos e por hidrogênio, como, por exemplo, HCl , HBr e HI .

7.1. Haletos de hidrogênio

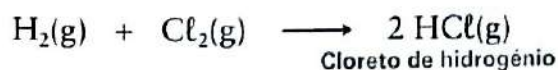
Os haletos de hidrogênio são compostos que se obtêm a partir da reação entre o hidrogênio e os halogêneos. Todos eles são gases incolores, com cheiro irritante, agressivos, picantes à pele e mucosas e dissolvem-se muito bem em água, formando soluções aquosas ácidas. A tabela seguinte apresenta algumas propriedades dos haletos de hidrogênio.

SUBSTÂNCIA		CLORETO DE HIDROGÊNIO	BROMETO DE HIDROGÊNIO	IODETO DE HIDROGÊNIO
PROPRIEDADES	Estado de agregação	Gasoso	Gasoso	Gasoso
	Cor	Incolor	Incolor	Incolor
	Cheiro	Forte e picante	Forte e picante	Forte e picante
	Densidade em relação ao ar	Maior	Maior	Maior
	Solubilidade na água	Muito solúvel	Muito solúvel	Muito solúvel
CONSTITUIÇÃO	Tipo de partículas	Molécula diatômica	Molécula diatômica	Molécula diatômica
	Ligação química na molécula	Covalente polar	Covalente polar	Covalente polar
	Forças intermoleculares	Fracas	Fracas	Fracas

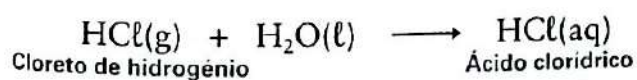
Os haletos de hidrogênio apresentam propriedades semelhantes devido à sua constituição semelhante.

► Cloreto de hidrogênio e ácido clorídrico: obtenção e aplicações

O cloreto de hidrogênio é obtido na indústria a partir do hidrogênio e do cloro.



O cloreto de hidrogênio é um gás incolor, com cheiro forte e tóxico. É muito solúvel em água (1 litro de água a 0 °C dissolve 500 litros do gás) e a sua solução aquosa é denominada ácido clorídrico.



O ácido clorídrico é um líquido incolor, corrosivo, com cheiro forte e forma neblinas esbranquiçadas quando exposto ao ar húmido. Por isso deve ser manuseado com muito cuidado, sendo aconselhável manter o frasco sempre fechado. A forma comercial do ácido tem percentagens

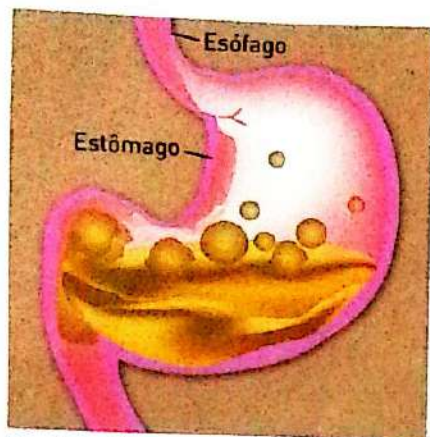


Fig. 28 – No nosso estômago existe o suco gástrico que contém ácido clorídrico na sua composição.

que oscilam entre 24 e 36%. É vastamente produzido a nível mundial, sendo usado na limpeza de superfícies metálicas antes do processo de soldadura e na análise química. Ele é também usado na produção de sais cloretos e na obtenção de glicose a partir do amido.

O suco gástrico existente no nosso estômago contém 0,4% de ácido clorídrico, que é indispensável para a digestão dos alimentos e a eliminação de microrganismos prejudiciais à saúde. O excesso deste ácido no estômago provoca, por vezes, dores bastante fortes (azia).

O ácido clorídrico reage energeticamente com muitos metais formando os respectivos sais.

Exemplos:



No laboratório, o cloreto de hidrogénio é obtido a partir da reacção entre cloreto de sódio (sal de cozinha) com ácido sulfúrico concentrado, segundo a equação da reacção:



7.2. Cloreto de sódio: obtenção e aplicações

O cloreto de sódio é um dos sais mais importantes do cloro. Em Moçambique este sal é extraído da água do mar.

As salinas são formadas por vários compartimentos rectangulares para onde se faz entrar a água do mar durante a maré cheia. Aproveita-se, de seguida, a energia do Sol e do vento para a evaporação da água e consequente formação do sal. Assim, os sais menos solúveis (de cálcio e magnésio) e as impurezas em suspensão precipitam logo na primeira fase de evaporação. Depois, faz-se passar a água para outros compartimentos, onde se processa uma nova evaporação que permite a precipitação do cloreto de sódio. Este processo é muito típico nos países de clima quente como Moçambique.

O cloreto de sódio também pode ser obtido nos lagos salgados e nas minas de sal-gema.

Denomina-se por sal-gema o cloreto de sódio, acompanhado de cloreto de potássio e cloreto de magnésio, que ocorre em jazidas na superfície terrestre como resultado da precipitação química pela evaporação da água de antigas bacias marinhas em ambientes sedimentares.

O cloreto de sódio é muito conhecido pelo seu uso como tempero na alimentação (sal de cozinha) e como conservante de alimentos como o peixe e a carne. É também usado na produção de sabão e na preparação de soro fisiológico.



Fig. 29 – Salinas de onde se extrai o sal.



Fig. 30 – O peixe pode ser conservado usando cloreto de sódio.



Fig. 32 – Os sabões contêm cloreto de sódio na sua composição.



Fig. 33 – O soro fisiológico é uma solução de cloreto de sódio em água destilada.



Fig. 31 – Sal-gema.

7.3. Identificação dos iões halogenetos

Os restantes halogenetos são compostos que resultam da reacção entre os halogéneos e os metais. São sais, logo formam estruturas cristalinas iónicas. Neles ocorrem os iões halogenetos.

A maioria dos sais de halogéneos é muito solúvel em água, libertando os iões halogenetos (Cl^- , Br^- e I^-). Existem, no entanto, certos halogenetos que são pouco solúveis em água como os halogenetos de chumbo e de prata. A sua baixa solubilidade pode ser usada na prática laboratorial para identificar os iões halogenetos. A tabela que se segue mostra como varia a solubilidade em água dos diferentes sais halogenetos a uma temperatura de 20 °C.

NOME DO SAL	FÓRMULA DO SAL	SOLUBILIDADE DO SAL EM g/100 g DE ÁGUA
Cloreto de sódio	NaCl	35,35
Cloreto de potássio	KCl	34,35
Brometo de potássio	KBr	65,6
Iodeto de potássio	KI	144,5
Cloreto de chumbo(II)	PbCl_2	0,97
Cloreto de prata	AgCl	0,0002
Brometo de prata	AgBr	0,00001
Iodeto de prata	AgI	0,0000003

A maioria dos halogenetos é muito solúvel em água. As soluções aquosas de halogenetos contêm aniões halogenetos e catiões metálicos. Alguns halogenetos são, no entanto, pouco solúveis em água.

Os iões halogenetos formam com iões prata e chumbo precipitados de cores diferentes. É através da cor dos precipitados que se identificam os iões halogenetos.

As equações iónicas que traduzem as reacções químicas dos iões halogenetos com iões prata são:

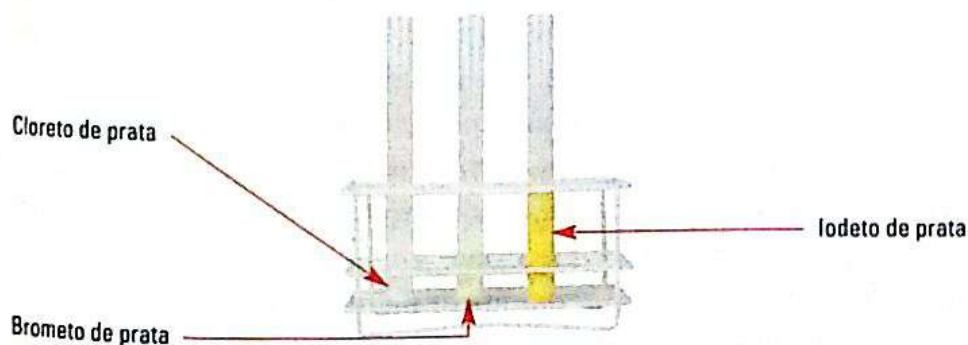
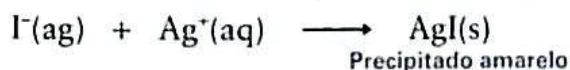
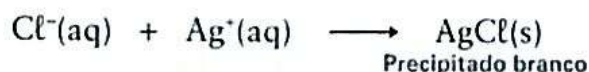


Fig. 34 – Halogenetos de prata.

Actividades

1. Usa o modelo de Bohr para fazer a distribuição electrónica dos elementos F, Cl, Br e I.
2. Representa as estruturas de Lewis para as moléculas F_2 e HF e caracteriza a ligação química nelas.
3. Selecciona apenas as afirmações correctas.
 - (A) O flúor é o elemento mais reactivo do grupo dos halogéneos por ser o mais electronegativo.
 - (B) Por serem apolares os halogéneos dissolvem-se bem em solventes orgânicos.
 - (C) A água de Javel (lixívia) é água de cloro.
 - (D) O cloro é obtido na indústria a partir da electrólise da solução aquosa de ácido sulfúrico.
4. Indica três medidas de segurança que devem ser tomadas ao trabalhar com o cloro.
5. O que é água de Javel? Que aplicações úteis tem no dia-a-dia?
6. Qual é a importância do flúor e do iodo para a saúde do ser humano?
7. Escreve as equações das reacções químicas entre:
 - a) cloro e hidrogénio;
 - b) cloro e sódio;
 - c) ácido clorídrico e zinco;
 - d) ácido clorídrico e hidróxido de sódio.

8. Número de oxidação (nox): conceito e regras para a sua determinação

8.1. Número de oxidação

Vimos que os átomos têm tendência para se combinar de formas diferentes e que durante essas combinações podem partilhar pares electrónicos ou então perder ou ganhar electrões formando as mais diversificadas redes cristalinas que constituem as substâncias que conhecemos – substâncias moleculares, iónicas e metálicas. Nesses processos de formação de ligações químicas, os átomos tendem normalmente a adquirir uma estrutura estável semelhante à dos gases nobres. Em muitos desses casos, alguns átomos acabam por perder electrões e oxidam-se, enquanto outros acabam por ganhar electrões e reduzem-se. O número de oxidação (nox) de um elemento pode, portanto, ser determinado nas substâncias iónicas, como o cloreto de sódio, e nas substâncias moleculares compostas, como a água.

O número de oxidação de um elemento sob a forma de ião simples (Na^+ , Ca^{2+} , Cl^- , S^{2-} , Al^{3+} , etc.) é igual ao número de electrões cedidos (número de oxidação positivo) ou recebidos (número de oxidação negativo) pelo átomo do elemento na formação do ião. Na tabela abaixo estão representados os números de oxidação de alguns elementos nos seus respectivos compostos.

COMPOSTO	FÓRMULA QUÍMICA	NOX
Cloreto de sódio	NaCl	$\text{Na} = +1$; $\text{Cl} = -1$
Sulfureto de potássio	K_2S	$\text{K} = +1$; $\text{S} = -2$
Óxido de prata	Ag_2O	$\text{Ag} = +1$; $\text{O} = -2$
Óxido de alumínio	Al_2O_3	$\text{Al} = +3$; $\text{O} = -2$
Brometo de ferro(II)	FeBr_2	$\text{Fe} = +2$; $\text{Br} = -1$
Água	H_2O	$\text{H} = +1$; $\text{O} = -2$

O número de oxidação de um elemento na forma de ião simples pode ser chamado de electrovalência. Assim, as electrovalências do sódio e do cloro no NaCl são $+1$ e -1 , enquanto as do potássio e do enxofre no sulfureto de potássio são $+1$ e -2 , respectivamente.

Quando dois átomos A e B estão unidos por uma ligação covalente, supondo-se que o átomo A é menos electronegativo do que o átomo B, como acontece na molécula de água, então a ligação química é covalente polar. Aí atribui-se ao átomo mais electronegativo um número de oxidação negativo e ao menos electronegativo um número de oxidação positivo, que corresponde ao número de electrões parcialmente cedidos pelo átomo menos electronegativo ou recebidos pelo átomo mais electronegativo. Assim, o número de oxidação do hidrogénio na molécula de água é $+1$, enquanto o do oxigénio é -2 . Nota que um

oxigénio combina-se com dois hidrogénios, sendo o hidrogénio menos electronegativo e o oxigénio mais electronegativo. Dizemos, então, que o número de oxidação (nox) é a carga positiva ou negativa imaginária que um átomo teria num composto se os electrões de ligação pertencessem somente ao elemento mais electronegativo.

Assim, o conceito de nox é também aplicado às substâncias moleculares, nas quais não existem ligações iónicas.

8.2. Regras para a determinação do número de oxidação (nox)

Para a representação do número de oxidação (nox) do átomo dos elementos nas substâncias que forma, sejam elas iónicas ou moleculares, utilizam-se algumas regras simples e claras.

Regra 1 \Rightarrow No estado elementar, o nox de cada átomo é igual a zero.

Regra 2 \Rightarrow Nos iões simples o nox é igual à carga do ião.

Regra 3 \Rightarrow Nas moléculas a soma dos nox de todos os átomos é igual a zero.

Regra 4 \Rightarrow Nos iões compostos a soma de todos os nox dos átomos é igual à carga do ião.

Regra 5 \Rightarrow Nas moléculas ou iões compostos deve-se tomar como base de comparação os nox dos átomos oxigénio e hidrogénio (ver regra 7 e 8).

No quadro abaixo podes certificar-te das regras já enunciadas através de exemplos concretos.

NOME DA SUBSTÂNCIA	FÓRMULA QUÍMICA	NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX)
Oxigénio	O ₂	0
Hidrogénio	H ₂	0
Zinco	Zn	0
Magnésio	Mg	0
Anião cloreto	Cl ⁻	-1
Anião sulfato	SO ₄ ²⁻	S = +6; O = -2; [+6 + (-2) × 4 = -2]
Catião ferro(II)	Fe ²⁺	+2
Catião ferro(III)	Fe ³⁺	+3
Cloreto de hidrogénio	HCl	H = +1; Cl = -1; [+1 + (-1) = 0]
Amoníaco	NH ₃	N = -3; H = +1; [-3 + (+1) × 3 = 0]

Regra 6 \Rightarrow Na escrita dos nox, quando estes são diferentes de zero, o sinal é colocado em cima, à direita do símbolo do elemento e antes do número, enquanto na escrita das cargas dos iões o sinal vem colocado em cima, à direita e depois do número. Os exemplos do quadro seguinte são elucidativos.

NOME DO IÃO	ESCRITA DO SÍMBOLO E CARGA	ESCRITA DO SÍMBOLO E NOX
Catão sódio	Na^+	Na^{+1}
Aniã cloreto	Cl^-	Cl^{-1}
Aniã sulfato	SO_4^{2-}	$\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$

Regra 7 \Rightarrow O oxigénio nos compostos apresenta nox -2 , excepto nos peróxidos, onde apresenta nox -1 .

Regra 8 \Rightarrow O hidrogénio nos compostos apresenta nox $+1$, excepto nos hidretos onde apresenta nox -1 .

Actividades

1. Determina os números de oxidação do enxofre nas seguintes substâncias:

- lão sulfato (SO_4^{2-});
- lão sulfito (SO_3^{2-});
- Dióxido de enxofre (SO_2);
- Trióxido de enxofre (SO_3);
- Sulfureto de hidrogénio (H_2S);
- Sulfato de sódio (Na_2SO_4).

2. Determina o número de oxidação do cloro nos seguintes compostos:

- HCl ;
- HClO ;
- HClO_2 ;
- HClO_3 .

3. Determina o número de oxidação do ferro nos seguintes compostos:

- FeO ;
- Fe_2O_3 ;
- FeSO_4 ;
- $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

NOME DA SUBSTÂNCIA	FÓRMULA QUÍMICA	NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX)
Água	H_2O	$\text{H} = +1; \text{O} = -2; [2 \times (+1) + (-2) = 0]$
Peróxido de hidrogénio	H_2O_2	$\text{H} = +1; \text{O} = -1; [2 \times (+1) + 2 \times (-1) = 0]$
Hidreto de sódio	NaH	$\text{H} = +1; \text{Na} = -1; [(+1) + (-1) = 0]$

Determinação do nox

Exemplo: Determinação do nox do enxofre no ácido sulfúrico (H_2SO_4).

PRIMEIRO PASSO	Colocar os nox junto dos símbolos dos elementos que formam a molécula e usar a letra x para o nox desconhecido. $\text{H}_2^{+1}\text{S}^x\text{O}_4^{-2}$
SEGUNDO PASSO	Calcular o valor do nox desconhecido x tendo em conta que a soma de todos os nox da molécula (neutra) é zero. $+1 \times 2 + x + (-2 \times 4) = 0$ $+2 + x - 8 = 0$ $x = +8 - 2$ $x = +6$
TERCEIRO PASSO	Substituir o valor de x achado e verificar se a soma dos nox é igual a zero. $+1 \times 2 + 6 + (-2 \times 4) = +2 + 6 - 8 = +8 - 8 = 0$

9. Reacções de oxidação-redução ou reacções redox

Na 8.ª classe tivemos a oportunidade de definir a reacção redox como a reacção que ocorre com ganho ou perda de oxigénio (Unidade 4). Vimos por exemplo que o ferro facilmente se oxida para originar a ferrugem (Fe_2O_3) e que o ganho de oxigénio significa oxidação enquanto a perda de oxigénio significa redução.

Chegou agora o momento de conheceres outras reacções de oxidação e de redução nas quais o oxigénio não participa. Isto significa que temos que redefinir o nosso conceito de reacção de oxidação-redução.

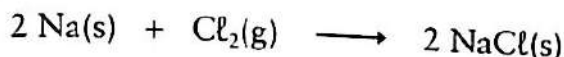
Por exemplo, a reacção que ocorre entre o cloro e o sódio para formar o cloreto de sódio é um exemplo concreto de que nem sempre



Fig. 35 – Oxidação do ferro.

é necessária a participação do oxigénio para que possam ocorrer reacções redox.

A equação química que representa a reacção entre o sódio e o cloro é a seguinte:



Repara que, determinando os números de oxidação dos elementos, teremos:



Isto é, o sódio passa de nox 0 para nox +1 e o cloro de nox 0 para nox -1.

Já reparaste que nas reacções em que o oxigénio participa também há variação do nox das substâncias? Observa o exemplo que se segue:



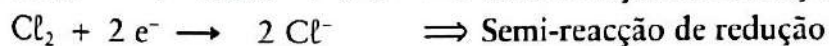
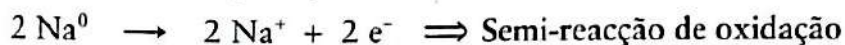
Nesta última reacção também ocorre variação dos nox das substâncias. O Mg passa de nox 0 para nox +2 e o O₂ passa de nox 0 para nox -1. Podemos desta forma concluir que durante as reacções redox ocorrem variações dos números de oxidação das substâncias envolvidas.

Assim, podemos definir as reacções redox do seguinte modo:

Reacções redox são aquelas que ocorrem com variação dos números de oxidação das substâncias envolvidas.

É possível também verificar que não há oxidação sem redução e vice-versa e que estes dois processos estão intimamente ligados. Conclui-se, então, que numa reacção de oxidação-redução ocorrem simultaneamente processos de aumento (oxidação) e diminuição (redução) dos números de oxidação das substâncias intervenientes.

Assim, no caso da reacção do sódio com o cloro, o sódio sofre oxidação e o cloro sofre redução, ou seja, a reacção total é composta por duas semi-reacções que ocorrem simultaneamente.



Podemos deste modo definir os processos de oxidação e redução da seguinte forma:

Oxidação é a semi-reacção que decorre com aumento do número de oxidação. Redução é a semi-reacção que decorre com diminuição do número de oxidação.

As substâncias que sofrem oxidação, como o Na, são chamadas de agentes redutores ou simplesmente redutores. As substâncias que sofrem redução, como o Cl₂, são chamadas de agentes oxidantes ou simplesmente oxidantes.

Actividades

- Selecciona somente as afirmações falsas.
 - Oxidante é a substância cujo *nox* diminui numa reacção redox.
 - Reacção redox é aquela que ocorre com variação dos *nox*.
 - Redutor é a substância cujo *nox* aumenta numa reacção redox.
 - Numa reacção redox o redutor reduz-se e o oxidante oxida-se.
- Identifica o agente oxidante e o agente redutor nas seguintes equações:
 - $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$
 - $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \longrightarrow 3 \text{CO}_2 + 2 \text{Al}$
 - $2 \text{F}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4 \text{HF} + \text{O}_2$
 - $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{NaCl}$
- Indica separadamente as semiequações de oxidação e de redução das reacções redox referidas em 2.
- Das equações das seguintes reacções selecciona aquelas que podem ser consideradas redox.
 - $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{Mg} \longrightarrow 3 \text{MgO} + 2 \text{Fe}$
 - $2 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
 - $\text{NaOH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - $2 \text{KMnO}_4 + 16 \text{HCl} \longrightarrow 2 \text{KCl} + 2 \text{MnCl}_2 + 5 \text{Cl}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{NaOCl} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

RESUMO

Os elementos que constituem o VII grupo principal são: flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), iodo (I) e ástato (At).

Os elementos do VII grupo são também designados por **halogéneos**.

Os **halogéneos** são **muito reactivos** e, por isso, não ocorrem no estado livre na Natureza. Eles são designados halogéneos por serem **bons formadores de sais**.

As propriedades dos halogéneos variam ao longo do grupo em conformidade com a variação dos seus números atómicos.

As **semelhanças** entre os halogéneos devem-se ao facto de todos eles possuírem **sete electrões na última camada**.

As **diferenças** entre eles devem-se ao facto de possuírem **diferentes números de camadas electrónicas**.

O **cloro** é o elemento mais representativo do **VII grupo principal**.

O **cloro** é um **gás** de cor **amarelo-esverdeada**, **muito tóxico**; a sua inalação em pequenas quantidades leva à irritação das vias respiratórias e em quantidades elevadas torna-se mortal.

O **cloro** tem **várias aplicações**. As principais são o seu uso na produção de insecticidas e no tratamento de água, pois actua como desinfectante que elimina os microrganismos prejudiciais à saúde.

O **ástato** é um halogéneo **radioactivo**.

O **flúor** é aplicado como aditivo na água e nas pastas dentífricas para combater a cárie dentária, fortificando os dentes.

O **bromo** e o **iodo** são aplicados na produção de medicamentos.

Os **elementos do VII grupo principal** actuam como **oxidantes** nas reacções químicas.

O **número de oxidação (nox)** de um elemento é a carga imaginária (positiva ou negativa) que um átomo teria num composto se o mesmo fosse retratado como ião em consequência da sua electronegatividade.

Os **íões halogenetos** (Cl^- , Br^- e I^-) podem ser identificados mediante reacções de precipitação com os catiões Ag^+ e Pb^{2+} .

As reacções químicas que decorrem com **variação do número de oxidação** dos átomos denominam-se **reacções de oxidação-redução** (ou **reacções redox**).

Numa **reacção redox** ocorrem **simultaneamente** processos de **oxidação** e de **redução**.

As substâncias que sofrem oxidação são chamadas de **agentes redutores** ou simplesmente **redutores**.

As substâncias que sofrem redução são chamadas de **agentes oxidantes** ou simplesmente **oxidantes**.

Agora vou experimentar

ATENÇÃO!

- Todas as experiências que envolvem o cloro são perigosas, pois este é um gás muito tóxico. Assim:
 - ✓ As experiências devem ser realizadas no nicho (*hotte*).
 - ✓ Devem ser usadas máscaras de protecção.
 - ✓ As fugas de gás devem ser evitadas.
 - ✓ Parte do cloro deve ser recolhido em água ou solvente orgânico.
 - ✓ Também pode ser absorvido por carvão activo.
- Os ácidos sulfúrico e clorídrico são corrosivos e os sais de chumbo são muito tóxicos. Por isso é necessário muito cuidado ao manuseá-los.

MATERIAIS:

- Kitasato ou tubos de ensaio (com abertura lateral de 45° e 90°)
- Funil de decantação
- Tubo de reacção
- Rolhas de borracha ajustáveis ao tubo de reacção
- Balão de Erlenmeyer ou Gobelé
- Tubo de borracha ajustável à abertura lateral do Kitasato
- Suporte universal, garra e noz

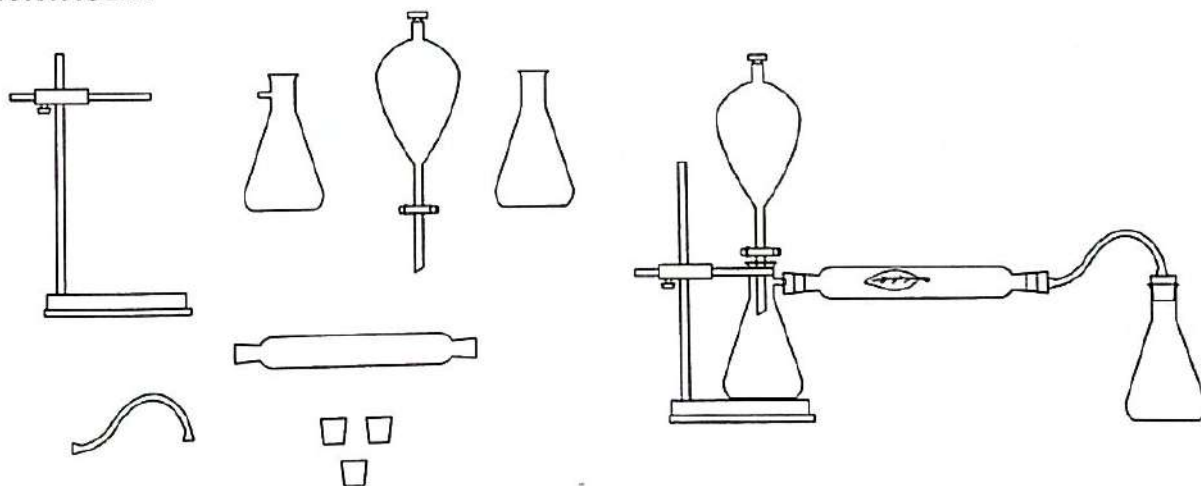
REAGENTES:

- | | |
|--|--------------------------------|
| • Ácido clorídrico a 11% | • Cloreto de sódio |
| • Água da torneira | • Brometo de potássio |
| • Hidróxido de sódio | • Iodeto de sódio |
| • Permanganato de potássio | • Solução de nitrato de prata |
| • Dióxido de manganês | • Solução de nitrato de chumbo |
| • Água de Javel (lixívia) | • Água destilada |
| • Ácido sulfúrico concentrado | • Folha verde |
| • Indicador universal | • Flor colorida |
| • Grânulos de zinco e fita de magnésio | • Tecido colorido |

► EXPERIÊNCIA 1

OBTENÇÃO DE CLORO E VERIFICAÇÃO DAS SUAS PROPRIEDADES

MONTAGEM:



1.ª Parte

PROCEDIMENTO:

1. Colocar cerca de 5 mg de permanganato de potássio no kitasato.
2. Acoplar o funil de decantação na abertura superior do kitasato usando uma rolha perfurada e ajustável.
3. Acoplar a abertura lateral do kitasato o tubo de reacção contendo uma folha limpa com uma rolha ajustável, de forma a que este fique disposto horizontalmente formando um ângulo de 90° com o kitasato.
4. Acoplar a outra extremidade do tubo de reacção, um tubo de borracha ou de vidro em L de forma a que este possa mergulhar num Erlenmeyer contendo solução de hidróxido de sódio ou de cálcio.
5. Fixar bem a aparelhagem usando o suporte universal a garra e a noz e de modo a que a experiência decorra de modo seguro.
6. Deixar gotejar o ácido clorídrico sobre o permanganato de potássio.
7. Anotar as observações e tirar as conclusões.

2.ª Parte

PROCEDIMENTO:

1. Repetir a 1.ª parte da experiência substituindo o permanganato de potássio por dióxido de manganês e a folha por um pedaço duma flor colorida.
2. Anotar as observações e tirar as conclusões.

3.ª Parte

PROCEDIMENTO:

1. Repetir a 1.ª parte da experiência substituindo o permanganato de potássio por água de Javel e a folha por um pedaço de tecido colorido.
2. Anotar as observações e tirar as conclusões.

► EXPERIÊNCIA 2

REACÇÃO DO ÁCIDO CLORÍDRICO COM METAIS

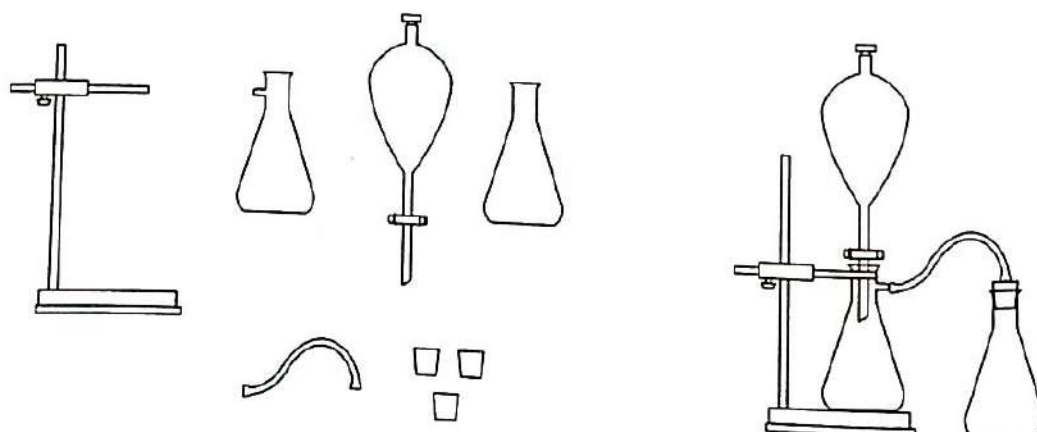
PROCEDIMENTO:

1. Num tubo de ensaio colocar 3 a 5 mL de ácido clorídrico e um grânulo de zinco.
2. Noutro tubo de ensaio colocar 3 a 5 mL de ácido clorídrico e um pedaço de magnésio.
3. Observar atentamente. Anotar as observações e tirar as devidas conclusões.

► EXPERIÊNCIA 3

OBTENÇÃO DE CLORETO DE HIDROGÉNIO E ÁCIDO CLORÍDRICO

MONTAGEM:



PROCEDIMENTO:

1. Colocar 2 g de cloreto de sódio no tubo de ensaio com abertura lateral de 90°.
2. Acoplar na abertura superior o funil de decantação contendo 5 mL de ácido sulfúrico concentrado.
3. Acoplar na abertura lateral um tubo de vidro que vá desembocar num tubo de ensaio contendo água destilada e indicador universal.
4. Deixar gotejar lentamente o ácido sulfúrico sobre o cloreto de sódio. Se for necessário aquecer ligeiramente o tubo de reação.
5. Anotar as observações e tirar as devidas conclusões.

► EXPERIÊNCIA 4**IDENTIFICAÇÃO DOS IÕES CLORETO, BROMETO E IODETO****PROCEDIMENTO:**

1. Em 3 tubos de ensaio dissolver em água os seguintes sais: no primeiro tubo NaCl, no segundo tubo KBr e no terceiro tubo NaI.
2. Dividir o conteúdo de cada tubo de ensaio em duas partes usando para tal outros 3 tubos de ensaio e etiquetar os tubos como descrito na seguinte tabela.

Tubos com solução de NaCl	Tubos com solução de KBr	Tubos com solução de NaI
T1A	T2A	T3A
T1B	T2B	T3B

3. Adicionar a cada um dos tubos da série A 2 a 3 gotas de solução de nitrato de prata.
4. Adicionar a cada um dos tubos da série B 2 a 3 gotas de solução de nitrato de chumbo.
5. Anotar as observações e tirar as devidas conclusões.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Por que razão o cloro descora a folha verde, a flor ou o tecido colorido?
2. Qual é a cor do cloro à temperatura ambiente?
3. Qual é o componente principal da água de Javel que reage com o ácido clorídrico produzindo o cloro?
4. Porque se deve tomar muito cuidado ao produzir o cloro?
5. Qual é a diferença entre o cloreto de hidrogénio e o ácido clorídrico?
6. Quais são as cores dos precipitados que se formam na identificação dos iões Cl^- , Br^- e I^- com Ag^+ e Pb^{2+} ?
7. Quais são as medidas de segurança que se devem tomar ao trabalhar com o cloro? Porquê?
8. Quais são as medidas de segurança que se devem tomar ao trabalhar com o ácido sulfúrico? Porquê?
9. Quais são as medidas de segurança que se devem tomar ao trabalhar com soluções contendo iões chumbo? Porquê?



5

O ENXOFRE E OS ELEMENTOS DO VI GRUPO PRINCIPAL

1. INTRODUÇÃO

2. OS ELEMENTOS DO VI GRUPO PRINCIPAL NA TABELA PERIÓDICA

3. OCORRÊNCIA DOS ELEMENTOS DO VI GRUPO PRINCIPAL NA NATUREZA

4. O ENXOFRE COMO REPRESENTANTE DO VI GRUPO PRINCIPAL

- 4.1. Obtenção industrial do enxofre
- 4.2. Propriedades físicas do enxofre
- 4.3. Propriedades químicas do enxofre
- 4.4. Aplicações do enxofre

5. COMPOSTOS DE ENXOFRE

- 5.1. Sulfureto de hidrogênio ou ácido sulfídrico
- 5.2. Óxidos ácidos e sais oxigenados de enxofre
- 5.3. O trióxido de enxofre, o ácido sulfúrico e os seus sais

6. CINÉTICA QUÍMICA

- 6.1. Velocidade das reacções químicas e teoria das colisões
- 6.2. Factores que influenciam a velocidade das reacções químicas

5

O ENXOFRE E OS ELEMENTOS DO VI GRUPO PRINCIPAL

Vou aprender

- A localizar na Tabela Periódica os elementos do VI grupo principal com base na estrutura electrónica
- A descrever as propriedades gerais e aplicações dos elementos do VI grupo principal
- A conhecer as propriedades físicas e químicas do enxofre e dos seus compostos e as suas aplicações
- A conhecer e descrever o processo de produção industrial do enxofre e do ácido sulfúrico
- A reconhecer a importância económica do ácido sulfúrico
- A identificar os iões sulfureto, sulfito e sulfato
- A explicar o significado de velocidade da reacção química e a teoria das colisões
- A identificar os factores que influenciam a velocidade de uma reacção química: temperatura, superfície de contacto, catalisador e concentração

1. Introdução

Muitas substâncias com elevada importância económica e fisiológica contêm enxofre na sua estrutura.

Exemplos:

- O ácido sulfúrico, H_2SO_4 , é produzido industrialmente e tem muitas aplicações. Por exemplo ele é muito usado nas baterias dos automóveis.
- O gesso, $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$, é um recurso mineral muito importante na construção civil e na medicina.
- O sulfato de amónio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, e o de potássio, K_2SO_4 , são muito usados como adubos minerais.
- O tiosulfato de sódio, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, é bastante útil na indústria fotográfica na lavagem de filmes fotográficos.

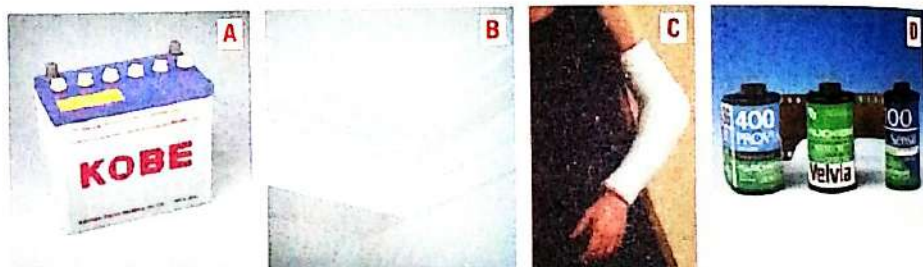


Fig. 1 – (A) Bateria de automóvel; (B) gesso na construção civil; (C) gesso na medicina; (D) filmes fotográficos.

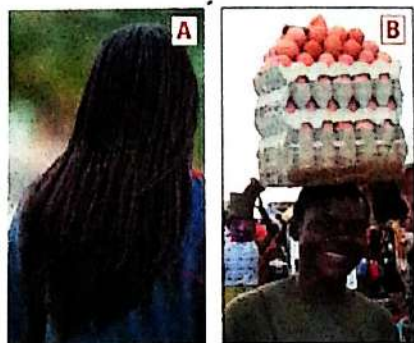


Fig. 2 – O enxofre encontra-se: (A) no cabelo e (B) nos ovos.

- O cabelo, os pêlos e as unhas contêm enxofre na sua constituição. O cabelo, por exemplo, contém uma proteína de nome queratina que possui enxofre na sua constituição. Assim, para além de formar substâncias inorgânicas, o enxofre é também parte integrante das proteínas que fazem parte do cabelo e do ovo, da sacarina usada como adoçante pelos diabéticos, de muitos medicamentos como os antibióticos que contêm as sulfamidas, que são muito usadas para combater bactérias patogénicas do organismo, entre outros.
- O enxofre entra também na constituição de certos gases que podem poluir a atmosfera levando à formação das chuvas ácidas, que destroem o solo e as plantas. Como resultado de processos de

combustão do carvão e de outros combustíveis, forma-se o dióxido de enxofre.



Fig. 4 – Esquema explicativo da formação de chuvas ácidas.

• Como consequência da acção de microrganismos, o enxofre forma o sulfureto de hidrogénio, que muitas vezes pode ser sentido pelo seu mau odor a ovos podres, típico dos gases que se libertam nos pântanos ou em águas de esgoto.

Nesta unidade vais aprender um pouco mais sobre este elemento e ficarás a conhecer, entre outras coisas, quais as propriedades típicas dos compostos de enxofre, que minérios são usados na produção de ácido sulfúrico e que reacções químicas decorrem na produção de ácido sulfúrico.



Fig. 3 – Uma das consequências das chuvas ácidas é a destruição das florestas.

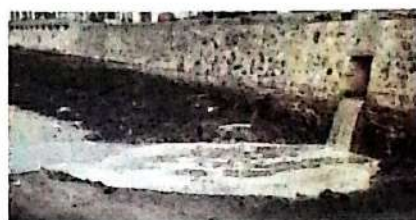


Fig. 5 – É devido ao sulfureto de hidrogénio que os esgotos têm mau cheiro.

2. Os elementos do VI grupo principal na Tabela Periódica

Os elementos do VI grupo principal também são designados por calcogéneos. Fazem parte deste grupo os elementos oxigénio (O), enxofre (S), selénio (Se), telúrio (Te) e polónio (Po).

Os átomos dos elementos do VI grupo principal apresentam todos seis electrões na última camada. À excepção do oxigénio, a valência máxima dos elementos em relação ao oxigénio é 6, logo, nos compostos oxigenados podem atingir o estado de oxidação máximo de +6. Em relação ao elemento hidrogénio, os calcogéneos são bivalentes e o seu estado de oxidação é -2.

Os elementos oxigénio, enxofre, selénio, telúrio e polónio formam o VI grupo principal da Tabela Periódica. Os seus respectivos átomos possuem seis electrões na última camada, o que confere propriedades semelhantes a estes elementos.

Devido à diferença no número de camadas electrónicas, estes elementos estão localizados em diferentes períodos da Tabela Periódica.

8	16,00
O	Oxigénio
16	32,06
S	Enxofre
34	78,96
Se	Selénio
52	127,60
Te	Telúrio
84	(209)
Po	Polónio

Fig. 6 – Elementos do VI grupo principal da Tabela Periódica.

Actividades

1. Consulta a Tabela Periódica e preenche a seguinte tabela indicando o período e o número de electrões da última camada correspondentes aos elementos do VI grupo principal.

Elementos do VI grupo principal	Período	N.º de electrões da última camada
O		
S		
Se		
Te		
Po		

2. Classifica de verdadeiras (V) ou falsas (F) as seguintes afirmações.

- (A) Em condições normais de pressão e temperatura o oxigénio é um gás.
 (B) Em condições normais de pressão e temperatura o enxofre é um líquido.
 (C) Em condições normais de pressão e temperatura o selénio é um sólido.
 (D) Em condições normais de pressão e temperatura o telúrio é um gás.

3. Completa as seguintes frases.

- (A) Os calcogénios são elementos que pertencem ao _____ grupo principal, pois apresentam todos _____ electrões na _____ camada.
 (B) As propriedades dos calcogénios variam gradualmente porque estes elementos se encontram localizados em diferentes _____. Assim, enquanto o oxigénio e o _____ são não-metais, o _____ e o _____ são _____ e o polónio é um _____.
 (C) À excepção do oxigénio, que normalmente apresenta valência 2 nos seus compostos, os restantes elementos podem formar compostos com mais valências. Em compostos como o H_2S e o MgS , a valência do calcogénio é _____. Em compostos como o SeO_2 e o TeO_3 , a valência do calcogénio é _____.

A localização dos elementos do VI grupo principal em períodos diferentes faz com que estes e os seus compostos apresentem uma diferenciação gradual nas suas propriedades, como se pode verificar nos exemplos apresentados na seguinte tabela.

ELEMENTO	ESTADO DE AGREGAÇÃO A TEMPERATURA DE 20 °C	CARÁCTER METÁLICO/NÃO METÁLICO	ÓXIDOS	CARÁCTER ÁCIDO/BÁSICO DAS SOLUÇÕES DOS ÓXIDOS
Oxigénio	Gasoso	Não metálico	—	—
Enxofre	Sólido	Não metálico	SO_2 SO_3	Ácido
Selénio	Sólido	Não metálico e metálico	SeO_2 SeO_3	Ácido
Telúrio	Sólido	Não metálico e metálico	TeO_2 TeO_3	Ácido a neutro
Polónio	Sólido	Metálico	PoO_2	Básico

Como podes verificar, o oxigénio e o enxofre são não-metais, o selénio e o telúrio são semimetais, apresentando algumas características típicas dos não-metais e dos metais, e o polónio é um metal.

Os óxidos de enxofre e de selénio reagem com a água formando soluções ácidas, enquanto os óxidos de telúrio formam soluções ácidas a neutras. Já o óxido de polónio reage com a água formando uma solução básica.

A variação gradual das propriedades dos elementos do VI grupo principal deve-se à diferença gradual do número de camadas electrónicas que os elementos apresentam.

Tal como o grupo dos halogénios, as propriedades físicas e químicas dos elementos do grupo dos calcogénios também variam em função do aumento do número atómico.

A tabela que se segue mostra como variam algumas propriedades dos elementos do VI grupo principal.

SÍMBOLO DO ELEMENTO	N.º ATÓMICO	MASSA ATÓMICA RELATIVA	ELECTRONEGATIVIDADE	PONTO DE EBULIÇÃO/°C
O	8	15,99	3,5	-183
S	16	32,06	2,6	444,6
Se	34	78,96	2,5	685
Te	52	127,60	2,1	990
Po	84	209	2,0	—

A partir da tabela pode-se observar que, com o aumento do número atómico, os valores da massa atómica e do ponto de ebulição aumentam, enquanto os valores da electronegatividade diminuem do oxigénio até ao polónio.

3. Ocorrência dos elementos do VI grupo principal na Natureza

3. Ocorrência dos elementos do VI grupo principal na Natureza

O oxigênio é o elemento deste grupo que ocorre com mais frequência na Natureza. Cerca de 21% do volume de ar que respiramos é ocupado pelo oxigênio. Como sabes da 8.ª classe, na forma livre ele forma:

- moléculas diatômicas de oxigênio, O_2 , muito importantes para a respiração de muitos seres vivos e do ser humano;
- moléculas triatômicas de ozono, O_3 , que nos protege das radiações solares ultravioleta perigosas.

O oxigênio também ocorre ligado a outros elementos formando a água (H_2O) e variados óxidos, como o dióxido de silício ou quartzo (SiO_2), que é o principal componente da areia. Também forma sais, como o calcário e o mármore ($CaCO_3$), que existem na crosta terrestre.

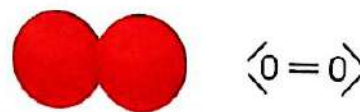


Fig. 7 – Molécula de oxigênio (O_2).

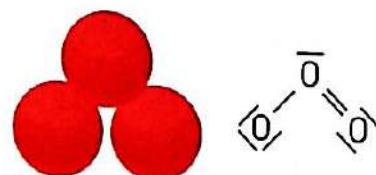


Fig. 8 – Molécula de ozono (O_3).



Fig. 9 – O oxigênio faz parte da composição: (A) da água, (B) do quartzo; (C) do calcário e (D) do mármore.

O enxofre encontra-se em grandes quantidades em jazigos subterrâneos e em terrenos com actividade vulcânica.

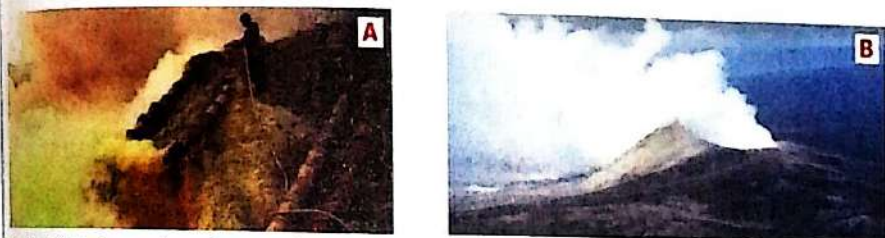


Fig. 10 – (A) Jazigos subterrâneos e (B) vulcões são exemplos de fontes naturais de enxofre.

Pode encontrar-se tanto no estado livre como no estado combinado. No estado livre forma o enxofre elementar (S_8), molécula composta por oito átomos ligados por ligações covalentes. No estado combinado, o enxofre ocorre em minérios de sulfuretos (pirite, FeS_2 , galena, PbS , e blenda, ZnS) e sulfatos (gesso, $CaSO_4$). Os sulfuretos servem de fontes para a obtenção dos respectivos metais.



Fig. 12 – Pirite.



Fig. 13 – Galena.



Fig. 14 – Blenda.

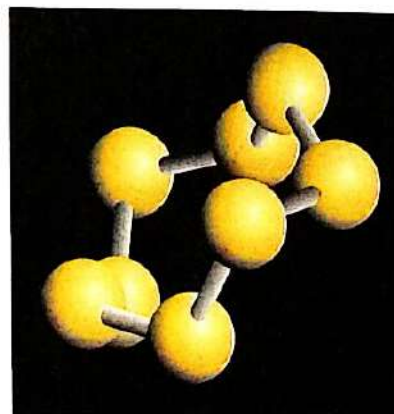


Fig. 11 – Enxofre elementar, S_8 .

Os restantes elementos (Se, Te e Po) são pouco abundantes, sendo o polônio um elemento radioactivo.

4. O enxofre como representante do VI grupo principal

4.1. Obtenção industrial do enxofre

A maior parte do enxofre consumido no mundo provém dos jazigos subterrâneos e dos terrenos vulcânicos. A extracção do enxofre livre que se encontra em qualquer uma destas fontes é feita com base em dois processos: o processo de Calcaroni e o processo de Frasch.

► Processo de Calcaroni

É um processo muito usado na Sicília (Itália), onde o enxofre pode ser encontrado misturado com outros materiais à superfície ou a pequenas profundidades. Este processo consiste na fusão do enxofre por aquecimento, usando-o como combustível. A massa fundida corre pelo terreno em forma de plano inclinado e é recolhida em moldes cilíndricos de madeira, onde se solidifica. Este processo é vantajoso porque não exige altos custos. Porém, é muito desvantajoso pois desperdiça cerca de um terço do enxofre na combustão e o enxofre obtido apresenta um grau de impureza elevado.

► Processo de Frasch

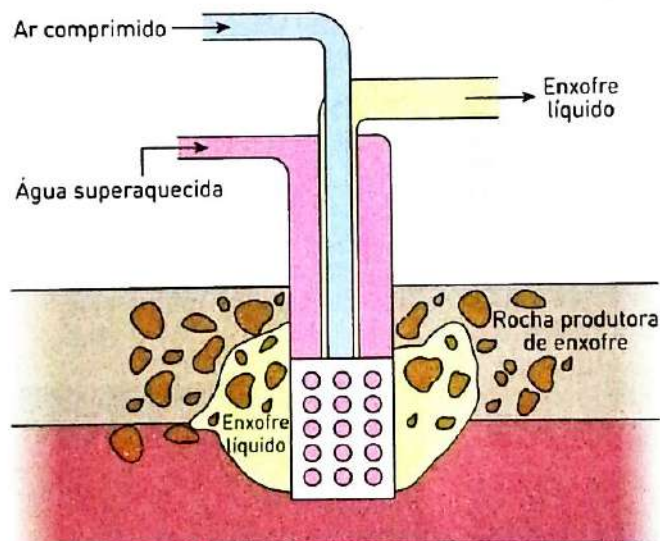


Fig. 15 – Esquema explicativo do processo de Frasch.

Este processo foi criado por Herman Frasch em 1891. Foi o primeiro processo de extracção de enxofre comercialmente rentável, em Louisiana (Texas), e que deu grande impulso ao desenvolvimento das indústrias que dependem desse elemento químico. Esse método consiste em fundir o enxofre através de água sobreaquecida (160 °C a 180 °C) sob pressão elevada (6 atm) no subsolo, ou em jazidas submarinas, e bombear o líquido através de ar comprimido até à superfície.

O equipamento para perfurar os poços é o mesmo usado na perfuração de poços de petróleo.

O ar comprimido, conduzido por um tubo interno, vai borbulhar no enxofre fundido, levando à formação de uma espuma constituída por enxofre, água e ar. Esta espuma leve sobe por um outro tubo até à superfície onde é separado o ar e recolhido o enxofre quer na forma sólida quer na forma líquida, em tanques de armazenamento aquecidos a vapor.

O enxofre é também extraído do gás natural que contém sulfureto de hidrogénio que, uma vez separado, é queimado para a produção de enxofre segundo a equação da reacção:



2. Propriedades físicas do enxofre

O enxofre é um sólido amarelo, com cheiro característico, quebradiço, leve, insolúvel em água, parcialmente solúvel em álcool etílico e muito solúvel em outros solventes como o dissulfeto de carbono (CS_2) e o benzeno (C_6H_6). É mau condutor de calor e de electricidade.

Os cristais de enxofre são constituídos por moléculas formadas por oito átomos de enxofre, S_8 , na forma de anéis. O elemento enxofre pode originar estruturas cristalinas diferentes causadas pelas disposições diferentes das suas moléculas, ou seja, forma substâncias alotrópicas, cujas mais comuns são o octaedro ortorrômbico (enxofre α) e o prisma monoclinico (enxofre β).

Por fusão do enxofre, obtém-se um líquido que flui com facilidade formado por moléculas de S_8 , porém ao aquecê-lo este torna-se levemente avermelhado e viscoso. Este comportamento deve-se à ruptura dos anéis levando à formação de longas cadeias de átomos de enxofre que se ligam entre si diminuindo a fluidez do líquido. Arrefecendo-se rapidamente este líquido viscoso, obtém-se uma massa elástica, de consistência similar à da goma, denominada enxofre plástico (enxofre γ), formada por cadeias que não tiveram tempo para se reorganizarem em moléculas de S_8 . Após algum tempo, a massa perde a sua elasticidade cristalizando-se no sistema rômico.



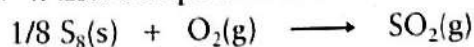
Fig. 17 – Enxofre plástico.

No estado de vapor também forma moléculas de S_8 , porém aos 780°C formam-se moléculas diatômicas S_2 , e acima dos 1800°C dá-se a dissociação completa em átomos de enxofre.

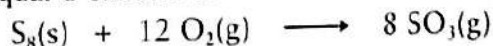
4.3. Propriedades químicas do enxofre

As principais propriedades químicas do enxofre são:

- O enxofre é um elemento multivalente e apresenta como estados de oxidação mais comuns os valores -2 , $+2$, $+4$ e $+6$.
- Arde com chama azulada formando dióxido de enxofre, SO_2 . No dióxido de enxofre, o átomo de enxofre apresenta-se no estado de oxidação $+4$. Este composto é o anidrido do ácido sulfuroso.



- O enxofre forma com o oxigênio um outro óxido, o trióxido de enxofre, SO_3 , no qual o enxofre se encontra no estado de oxidação $+6$.



- No tiosulfato de sódio, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, um átomo de enxofre encontra-se no estado de oxidação -2 (tio) e o outro no estado de oxidação $+6$ (sulfato).



Fig. 16 – Cristal de enxofre.

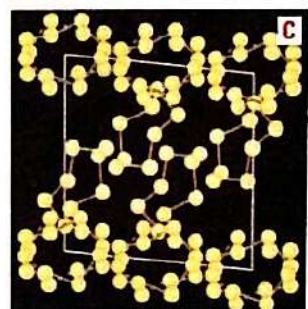
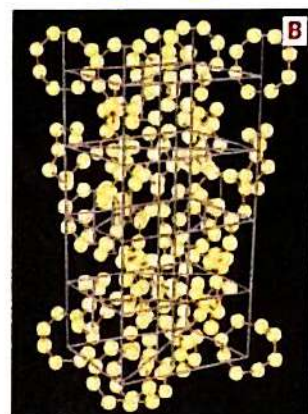
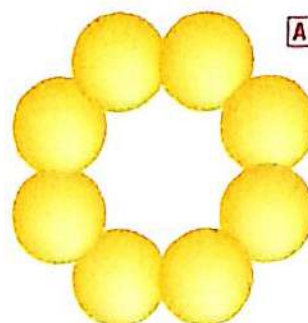
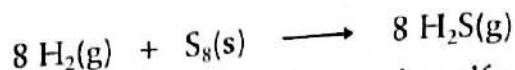
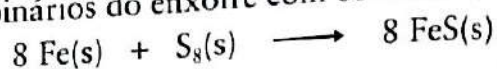


Fig. 18 – (A) Anel de enxofre, S_8 ; (B) Forma ortorrômbica; (C) Forma monoclinica.

- O enxofre reage com o hidrogénio formando o sulfureto de hidrogénio.



- O enxofre reage com os metais formando sulfuretos metálicos, que são sais binários do enxofre com os metais.



- No sulfureto de hidrogénio e nos sulfuretos metálicos o enxofre apresenta-se no estado de oxidação - 2.

4.4. Aplicações do enxofre

O enxofre é um elemento com várias aplicações. Ele é largamente utilizado no fabrico de ácido sulfúrico, sulfatos e sulfuretos.

É também usado no fabrico de fósforos, fogos-de-artifício e na vulcanização da borracha, conferindo à borracha maior dureza e resistência ao calor.

Também é usado na agricultura, no fabrico de fungicidas e insecticidas para matar fungos e insectos que atacam culturas, como, por exemplo, a de algodão.

Na medicina, serve para a obtenção do pó sulfodérmico e de pomadas usadas no tratamento de doenças de pele como a sarna e a tinha.

A sarna e a tinha são doenças muito comuns em animais domésticos e que também podem contagiar o ser humano.



Fig. 19 – Ácido sulfúrico.



Fig. 20 – Fósforos.



Fig. 21 – Galochas de borracha.



Fig. 22 – O enxofre é usado como fungicida em culturas como o algodão.

Actividades

- Indica duas das principais funções desempenhadas pelo oxigénio na crosta terrestre.
- Indica seis aplicações importantes do enxofre.
- Qual é a principal fonte de obtenção de oxigénio na Terra?
- Selecciona a afirmação que completa correctamente a seguinte frase.
Os elementos que fazem parte do VI grupo principal são...
(A) ... O, S, Se, Te e P. (B) ... O, S, Se, Te e Pd.
(C) ... O, Se, Po, S e Te. (D) ... O, S, Sb, Te e Pb.
- Como varia o carácter não metálico no grupo dos calcogénios?
- Indica e caracteriza as diferentes formas alotrópicas do enxofre.
- Quantos electrões de valência e quantas camadas têm os átomos dos calcogénios?
- Escreve a equação da reacção de combustão do enxofre e nomeia o produto da reacção.
- Que carácter apresentam as soluções aquosas dos óxidos de enxofre, telúrio e polónio?
- Escreve a equação da reacção entre o enxofre e o ferro e nomeia o produto da reacção.
- Escreve a equação da reacção entre o enxofre e o hidrogénio e nomeia o produto da reacção.
- Compara a toxicidade do sulfureto de hidrogénio com a do monóxido de carbono.
- Qual é o estado de oxidação do enxofre nas seguintes substâncias: H_2SO_4 , CaSO_3 , SO_2 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, SO_3 , S_8 e S_2 .
- Que utilidade tem o enxofre na agricultura e na medicina?

5. Compostos de enxofre

5.1. Sulfureto de hidrogénio ou ácido sulfídrico

► Constituição e propriedades físicas

O sulfureto de hidrogénio ou ácido sulfídrico (H_2S) é uma substância molecular constituída por dois átomos de hidrogénio ligados a um átomo de enxofre por ligações covalentes polares. Em condições normais de pressão e temperatura encontra-se no estado gasoso. Este gás, bastante venenoso, tem um mau odor que faz lembrar ovos podres. Ele é tão venenoso que a sua inalação durante muito tempo leva à morte, bastando que esteja presente numa percentagem de 0,05% do volume do ar inspirado.

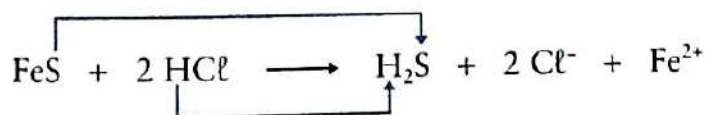
Contrariamente ao que acontece com o monóxido de carbono, que também é bastante venenoso, o sulfureto de hidrogénio pode ser facilmente notado pelo seu odor malcheiroso característico. Porém, o facto de sermos particularmente sensíveis ao seu odor não deve ser tomado como medida de precaução, pois ele ataca muito rapidamente os nervos das mucosas, diminuindo a sensibilidade ao cheiro. Provoca o bloqueio da respiração celular e do sistema nervoso central. Por isso é muito importante tomarem-se as devidas precauções quando se trabalha com este gás.

► Obtenção

O sulfureto de hidrogénio ocorre na Natureza através de processos de decomposição biológica de matéria orgânica contendo enxofre (proteínas) na sua composição.

Pode ser obtido no laboratório pela reacção entre sulfuretos metálicos e ácidos.

A reacção química entre sulfuretos metálicos e ácidos é uma reacção de transferência de protões, ou seja, é uma reacção ácido-base. Vejamos o exemplo da reacção do sulfureto de ferro(II) com o ácido clorídrico:



Assim:

- o ácido clorídrico cede protões (iões hidrogénio H^+);
- o ião sulfureto recebe protões (iões hidrogénio H^+);
- forma-se uma molécula de sulfureto de hidrogénio (H_2S).

O sulfureto de hidrogénio é um gás de mau cheiro e muito tóxico. Ocorre na Natureza pela decomposição de matéria orgânica contendo enxofre na sua constituição. Pode ser obtido no laboratório pela reacção de sulfuretos metálicos com ácidos.



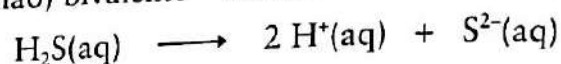
Fig. 23 – Molécula de sulfureto de hidrogénio (H_2S).

► **Propriedades químicas**

O sulfureto de hidrogénio ao ser exposto ao ar arde com uma chama azul, produzindo o dióxido de enxofre e vapores de água, segundo a equação química:



O sulfeto de hidrogénio dissolve-se em água, onde se dissocia em dois iões positivos (catiões) monovalentes – iões hidrogénio – e um ião negativo (anião) bivalente – ião sulfureto.



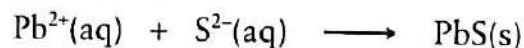
É por essa razão que as soluções aquosas de sulfureto de hidrogénio também se designam por ácido sulfídrico, uma vez que têm carácter ácido. Os sais originados por este ácido são os sulfuretos.

O sulfureto de hidrogénio é um ácido. Os seus sais são os sulfuretos.

Quando se faz reagir soluções que contenham iões de metais pesados com soluções contendo iões sulfureto, formam-se estruturas cristalinas pouco solúveis, ou seja, formam-se precipitados.

As reacções nas quais se formam precipitados designam-se por reacções de precipitação.

A reacção de aniões sulfureto com catiões chumbo é um exemplo de uma reacção de precipitação.



As substâncias pouco solúveis ou precipitados que se formam durante uma reacção de precipitação costumam normalmente ser coloridos. O precipitado de sulfureto de chumbo é preto.

Na tabela seguinte estão representados alguns sulfuretos de metais pesados.

SULFURETO	COR
SbS	Laranja
PbS	Preto
CuS	Preto
HgS	Vermelho-acastanhado
ZnS	Branca
CdS	Amarela

Actividades

1. Achas que seria possível identificar a presença de enxofre no ovo e no cabelo usando reacções de precipitação do ião sulfureto? Se sim, propõe como seria possível fazê-lo.
2. Achas que a tua proposta se aplica à identificação do sulfureto de hidrogénio? Explica sucintamente.
3. O que é uma reacção de precipitação?
4. Como se pode produzir sulfureto de hidrogénio no laboratório? Apresenta as equações das reacções.

Os iões sulfureto formam sulfuretos pouco solúveis ou precipitados com catiões de metais pesados. A reacção de precipitação dos iões sulfureto com o catião chumbo serve para identificar a presença destes iões.

5.2. Óxidos ácidos e sais oxigenados de enxofre

► O dióxido de enxofre, o ácido sulfuroso e os seus sais

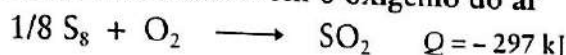
O dióxido de enxofre é um gás tóxico, incolor, de cheiro picante e que se dissolve em água. Esta molécula é constituída por um átomo de enxofre e dois átomos de oxigénio. A sua estrutura é dominada por ligações polares entre o átomo de oxigénio e o de enxofre. Nesta molécula o enxofre possui o estado de oxidação + 4.

O dióxido de enxofre forma-se normalmente durante os processos de combustão de combustíveis como o carvão e o gás natural, que contêm substâncias com enxofre na sua estrutura.

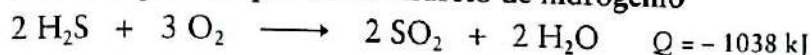
Apesar de ser um gás tóxico, o dióxido de enxofre é a principal matéria-prima para a produção do ácido sulfúrico que é de elevada importância económica.

O dióxido de enxofre pode ser obtido de várias maneiras:

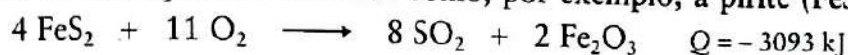
1. Pela combustão do enxofre com o oxigénio do ar



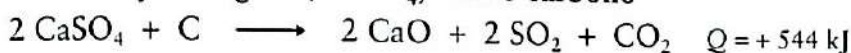
2. Pela oxidação completa do sulfureto de hidrogénio



3. Pela oxidação de sulfuretos como, por exemplo, a pirite (FeS_2)

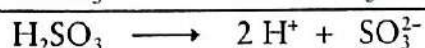
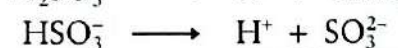


4. Pela reacção do gesso, $CaSO_4$, com o carbono



Os quatro processos baseiam-se em reacções de oxidação-redução. As reacções químicas do enxofre, do sulfureto de hidrogénio ou dos sulfuretos metálicos com o oxigénio são exotérmicas. Contrariamente, a reacção redox do sulfato de cálcio com o carbono é endotérmica.

Já aprendeste que o dióxido de enxofre é um gás que se dissolve em água formando o ácido sulfuroso (H_2SO_3). Este ácido é fraco pois dissocia-se pouco segundo as reacções:



O ácido sulfuroso dissocia-se em duas etapas, originando em cada uma delas um catião H^+ que confere às soluções um carácter ácido. Como resultado das duas dissociações, forma-se ainda o anião sulfito, SO_3^{2-} , que forma sais designados de sulfitos (por exemplo, o sulfito de sódio, Na_2SO_3). O ião sulfito pode ser facilmente identificado pela reacção de precipitação em meio neutro a básico com catiões cálcio ou bário.

O dióxido de enxofre pode ser obtido por reacções redox. Ele forma-se em reacções exotérmicas do enxofre, do sulfureto de hidrogénio ou dos sulfuretos metálicos com o oxigénio. A reacção redox de obtenção do dióxido de enxofre a partir do sulfato de cálcio e do carbono é uma reacção endotérmica.

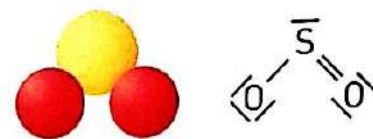


Fig. 24 – Molécula de dióxido de enxofre (SO_2).

Também te deves recordar que o dióxido de enxofre é um dos gases que poluem a atmosfera, causando as chuvas ácidas.

Porém, apesar disso, o dióxido de enxofre é muito usado como matéria-prima para a produção de ácido sulfúrico, que é muito importante para a produção de muitas outras substâncias úteis ao ser humano.

PROJECTO 3

Impacto ambiental da produção industrial do dióxido de enxofre

Sob a orientação e acompanhamento do teu professor e em colaboração com os teus colegas, vais ter a oportunidade de delinear um projecto que mostre, de modo crítico e criativo, como é que uma indústria de produção de dióxido de enxofre, com a finalidade de produzir matéria-prima para a produção de ácido sulfúrico, pode ser prejudicial à Natureza, bem como as formas possíveis de diminuir esse perigo.

Para tal, primeiro irás ter que desenhar e construir uma indústria produtora de SO_2 usando materiais simples. Essa indústria deverá ser construída ao longo de um rio com alguma vegetação para que possas avaliar o impacto ambiental da mesma no meio que a rodeia.

Poderás usar o material disponível na tua escola associado a algum material simples e fácil de encontrar no mercado ou até mesmo em casa.

Materiais:

- Tigela de sorvete de 2 L de cor branca
- Kitasato
- Funil de decantação
- Rolha de borracha perfurada ajustável ao funil de decantação e à abertura principal do kitasato
- Tubo de borracha ajustável à abertura lateral do kitasato

Reagentes:

- Água da torneira
- Ácido clorídrico
- Sulfito de sódio ou tiosulfato de sódio ou então enxofre
- Solução de hidróxido de cálcio ou de bário
- Solução de indicador universal

Procedimento

1. Antes, tu e os teus colegas terão que imaginar e desenhar uma indústria situada próxima de um lago ou rio que liberta dióxido de enxofre para a atmosfera.
2. Depois, terão que seleccionar os materiais necessários para montar o modelo por vocês sugerido.
3. Com base nas propriedades conhecidas do dióxido de enxofre, da água e do indicador, deverão mostrar como pode o dióxido de enxofre ser detectado como poluente.
4. Depois de o projecto estar desenhado e discutido, poderão realizar as experiências e posteriormente apresentá-las.

O dióxido de enxofre é muito importante para a indústria de produção do ácido sulfúrico, mas, por outro lado, é um gás prejudicial ao ambiente. Ele dissolve-se na água formando o ácido sulfuroso que dá origem a dois tipos de sais – os hidrogenossulfitos, que são sais ácidos, e os sulfitos, que são sais neutros.

Actividades

1. Que propriedades físicas apresenta o dióxido de enxofre?
2. Que propriedades químicas apresenta o dióxido de enxofre?
3. Como reage o dióxido de enxofre com a água?
4. O que são chuvas ácidas?
5. Como reage o indicador universal na presença de ácidos?
6. Por que razão as reacções do enxofre, do sulfureto de hidrogénio e dos sulfuretos metálicos com o oxigénio são exotérmicas?
7. Por que razão a reacção entre o sulfato de cálcio e o carbono é uma reacção redox?
8. Indica as características de uma reacção exotérmica.
9. Calcula a relação mássica na qual o ferro e o enxofre se combinam para formar sulfureto de ferro.
10. Qual é a percentagem de enxofre na pirite (FeS_2)?
11. O dióxido de enxofre é um poluente da Natureza. Apresenta argumentos que sustentem esta afirmação.
12. Escreve a equação da reacção que leva à formação da chuva ácida causada pelo dióxido de enxofre.

5.3. O trióxido de enxofre, o ácido sulfúrico e os seus sais

► Estrutura e propriedades do trióxido de enxofre

O trióxido de enxofre, SO_3 , é um gás constituído por moléculas simétricas que contêm um átomo de enxofre ligado a três átomos de oxigénio por ligações covalentes polares. No SO_3 o número de oxidação do enxofre é + 6.

Este gás incolor a temperaturas elevadas é muito nocivo e corrosivo e de cheiro bastante picante.

A baixas temperaturas ele polimeriza tornando-se sólido. Porém, sublima facilmente, formando uma neblina com o ar húmido.

Reage com a água originando o ácido sulfúrico, ou seja, ele é o anidrido do ácido sulfúrico. Esta reacção é muito importante, pois está na base da produção do ácido sulfúrico.

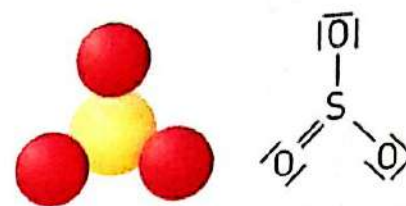
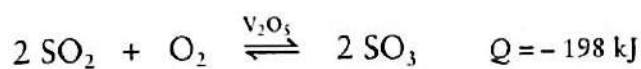


Fig. 25 – Molécula de trióxido de enxofre (SO_3).

► Obtenção do trióxido de enxofre

Durante a queima do enxofre obtém-se praticamente só dióxido de enxofre, contudo, também se obtém uma pequena quantidade de trióxido de enxofre. No entanto, o trióxido de enxofre é maioritariamente obtido por oxidação catalítica do dióxido de enxofre, que é catalisada pelo óxido de vanádio, V_2O_5 . A reacção entre o dióxido de enxofre e o oxigénio é uma reacção que ocorre nos dois sentidos, ou seja, é uma reacção reversível, na qual se estabelece um equilíbrio:

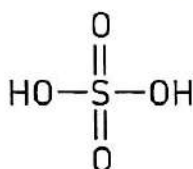
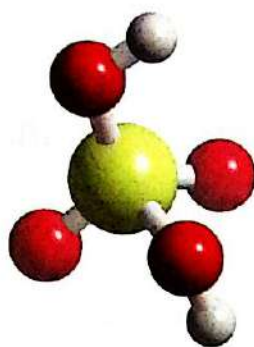


O trióxido de enxofre é obtido pela oxidação catalítica do dióxido de enxofre numa reacção de oxidação-redução que liberta calor. Assim a reacção é exotérmica. Nessa reacção reversível encontram-se presentes no sistema reactivo moléculas dos reagentes e dos produtos simultaneamente, estabelecendo-se um equilíbrio.

O equilíbrio químico que se estabelece é caracterizado por valores determinados das quantidades de cada uma das substâncias presentes e depende da temperatura. Na tabela que se segue estão representados valores percentuais de dióxido de enxofre convertido a trióxido de enxofre a uma pressão de 0,1 MPa e a diferentes temperaturas.

$\theta (^{\circ}\text{C})$	400	500	600	700	800	900
% DE SO_2 CONVERTIDO	98,1	91,3	76,3	51,5	30,1	16,0

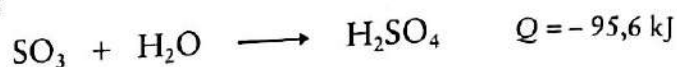
Como se pode verificar, temperaturas elevadas favorecem a reacção de decomposição do trióxido de enxofre, enquanto temperaturas baixas favorecem a sua formação.

Fig. 26 – Molécula de ácido sulfúrico (H₂SO₄).

► Ácido sulfúrico – obtenção, propriedades e aplicações

O ácido sulfúrico, H₂SO₄, é um ácido oxigenado do enxofre no qual este elemento se encontra no estado de oxidação + 6.

O ácido sulfúrico é obtido pela reacção entre o trióxido de enxofre e a água:

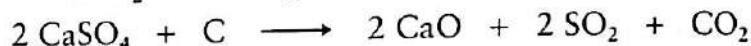
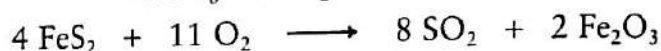
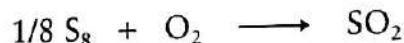


► Obtenção industrial do ácido sulfúrico

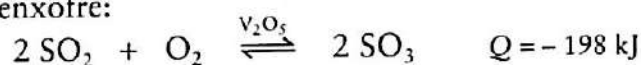
Na indústria, o processo mais utilizado na produção de ácido sulfúrico é o método de contacto. Esta designação deve-se ao facto de se utilizar um catalisador sólido no processo de produção do trióxido de enxofre a partir do dióxido de enxofre.

As principais fases do processo são:

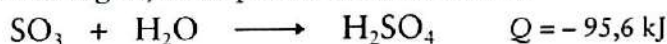
- Produção de dióxido de enxofre a partir de enxofre (S) ou de compostos de enxofre como, por exemplo, a pirite (FeS₂) ou o gesso (CaSO₄).



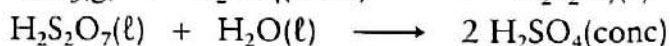
- Obtenção de trióxido de enxofre por oxidação catalítica do dióxido de enxofre:



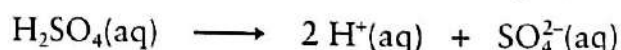
- Formação de ácido sulfúrico a partir da reacção de trióxido de enxofre com água, num processo exotérmico:



Em virtude da dissolução directa do SO₃ em água ser muito energética e provocar perdas de ácido sulfúrico, por decomposição do mesmo, dissolve-se o SO₃ em ácido sulfúrico concentrado, formando-se o ácido sulfúrico fumegante ou *oleum*, H₂S₂O₇, que reage com água formando ácido sulfúrico a 98%:



O ácido sulfúrico concentrado é um líquido incolor, inodoro, oleoso e muito denso (a 20 °C a sua densidade é de 1,84 g/cm³). É muito solúvel em água dissociando-se segundo a equação:



O processo de dissolução do ácido sulfúrico concentrado em água é fortemente exotérmico. Por isso, a dissolução requer muito cuidado. Deve-se colocar primeiro a água e só depois, cautelosamente, o ácido no recipiente onde se pretende fazer a dissolução.

Além das propriedades já apontadas ele é ainda muito corrosivo causando queimaduras graves quando em contacto com a pele.

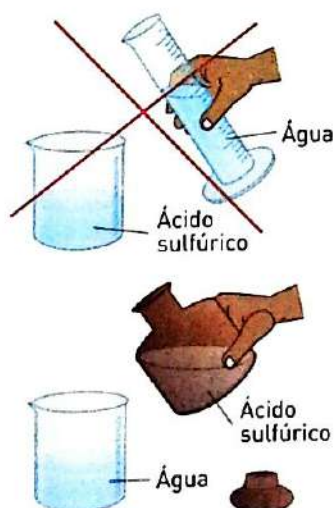


Fig. 27 – Deve-se sempre juntar o ácido à água e nunca o contrário.

Podem ser consideradas diluídas soluções de ácido sulfúrico a uma percentagem de massa inferior a 15%. O ácido sulfúrico diluído é muito semelhante nas suas propriedades aos restantes ácidos diluídos. Reage com metais activos, amoníaco, bases e óxidos básicos (óxido metálicos) formando soluções de sais.

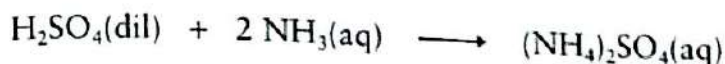
Exemplos:

1. Reacção com metal activo



O sulfato de magnésio é um importante laxante.

2. Reacção com amoníaco



O sulfato de amónio é um adubo muito útil para a agricultura.

3. Reacção com óxido metálico



O óxido de cobre dissolve-se formando uma solução azul-clara de sulfato de cobre que é um fungicida muito usado na agricultura. O sulfato de cobre é também usado no fabrico de tintas e na preparação de outros compostos de cobre.

4. Reacção com base



O sulfato de sódio é usado no fabrico de vidro e como laxante.

O ácido sulfúrico forma sais denominados sulfatos devido à presença do ião sulfato, SO_4^{2-} .

Os sulfatos mais importantes são: Na_2SO_4 , MgSO_4 , CaSO_4 , CuSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ e K_2SO_4 . Assim:

- O sulfato de potássio, K_2SO_4 , e o sulfato de amónio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, são usados como fertilizantes à base de potássio e de azoto, respectivamente.
- O sulfato de cálcio, CaSO_4 , que ocorre com abundância na Natureza, é principalmente usado no fabrico de argamassa, para a construção civil, e na medicina é usado como gesso.

O anião sulfato pode ser facilmente identificado através do precipitado branco que se forma na reacção de uma solução contendo estes iões com outra contendo catiões bário.

O ácido sulfúrico é um dos ácidos mais importantes da indústria química devido à sua utilidade nos mais variados sectores de produção. Na tabela seguinte estão indicadas algumas propriedades e respectivas aplicações.

A maior parte da produção mundial de ácido sulfúrico é utilizada na indústria de fertilizantes.



Fig. 28 – Solução aquosa de sulfato de cobre (CuSO_4).

PROPRIEDADES DO H_2SO_4	APLICAÇÕES DO H_2SO_4
Higroscópico quando concentrado	Secagem de gases
	Obtenção de ésteres
	Produção de explosivos
	Purificação do petróleo
Acção como catalisador	Produção de medicamentos, corantes e lacas
	Obtenção de ésteres
Dissociação	Produção de baterias
Formação de sais	Produção de adubos
Formação de ésteres	Produção de detergentes

Actividades

- Escreve as equações das reacções mais importantes para a produção do dióxido de enxofre.
- Por que razão apesar de o dióxido de enxofre ser um gás poluente do ambiente ele é produzido industrialmente?
- Selecciona as afirmações verdadeiras.
(A) O SO_2 é um gás que se dissolve bem na água formando o ácido sulfuroso.
(B) O SO_3 é produzido pela reacção directa entre o SO_2 e o O_2 do ar.
(C) O SO_3 é produzido a partir da reacção entre o SO_2 e o O_2 do ar catalisada pelo V_2O_5 .
(D) O SO_2 reage com o hidróxido de cálcio formando CaSO_4 e H_2O .
- Completa os espaços vazios da seguinte tabela.

Fórmula do composto de enxofre	Nome do composto de enxofre
H_2SO_3	
	Sulfito de sódio
PbSO_4	
	Tiosulfato de sódio
H_2SO_4	
	Pirite (dissulfureto de ferro)

- Escreve as equações que representam a produção de ácido sulfúrico a partir de enxofre.
- Que precauções devem ser tomadas no manuseamento do ácido sulfúrico?
- Indica algumas aplicações importantes do ácido sulfúrico.
- Calcula a quantidade de dióxido de enxofre produzida pela reacção de 1 t de sulfato de cálcio com carbono.
- Nomeia os sulfatos mais importantes e as suas aplicações.
- Escreve a equação da reacção de identificação do ião sulfato e caracteriza-a.
- Escreve três reacções que permitem obter o sulfato de magnésio de formas diferentes.
- O que significa dizer que o ácido na bateria dos automóveis tem uma percentagem de 37%?
- Escreve três reacções, uma redox, uma de ácido-base e uma de precipitação, nas quais participa o ácido sulfúrico.
- Por que razão na obtenção do ácido sulfúrico não se mistura directamente o trióxido de enxofre com a água?
- Constrói um esquema mostrando as relações entre as seguintes substâncias: enxofre, ácido sulfuroso, sulfatos, sulfureto de hidrogénio, trióxido de enxofre, sulfuretos metálicos, ácido sulfúrico e dióxido de enxofre. Usa setas para mostrar as relações.



Fig. 29 – A indústria química procura produzir com qualidade, rapidez e baixos custos.



Fig. 30 – Os químicos trabalham nos laboratórios para descobrir formas de tornar as reacções mais rápidas e com alto rendimento.

6. Cinética química

Qualquer reacção química é caracterizada por uma transformação de substâncias e de energia bem como pela reestruturação das ligações químicas que resulta de mudanças nas partículas. A partir dos reagentes, partículas com estrutura bem definida, formam-se novas substâncias, os produtos da reacção, com estruturas e propriedades também distintas.

Com o aumento da competitividade, a indústria química actual procura transformar a matéria-prima (reagentes) nos produtos da reacção no menor intervalo de tempo possível, aumentando a produtividade e reduzindo os custos de produção, tornando o processo mais rentável.

Quando se conhecem as condições nas quais as reacções químicas decorrem, é possível, através dos meios necessários, influenciar o decurso das mesmas, fazendo com que estas sejam mais ou menos rápidas.

Assim, a importância da cinética química é muito ampla, já que se relaciona com temas como, por exemplo, a rapidez com que um medicamento actua no organismo ou com que uma certa cultura cresce e se desenvolve ou ainda com problemas de natureza industrial, tais como a descoberta de catalisadores para acelerar a síntese ou retardar a decomposição de um certo produto.

Deste modo, aumentando a velocidade com que as reacções químicas decorrem é possível produzir-se mais em menos tempo. De igual modo é possível tirarem-se benefícios se a velocidade de certas reacções químicas diminuir. Por exemplo, como deves saber, os alimentos podem ser conservados numa geleira ou num congelador por muito tempo sem entrarem em decomposição como aconteceria se estivessem num ambiente mais quente.

Como já deves ter observado nas experiências por ti realizadas e das tuas observações do dia-a-dia, algumas reacções são rápidas enquanto outras são lentas. Por exemplo:

- a reacção de precipitação do hidróxido de sódio com o sulfato de cobre, em solução aquosa, é praticamente instantânea (Fig. 31 A);
- a reacção do magnésio com o ácido clorídrico é rápida (Fig. 31 B);
- a reacção de oxidação dos pregos (ferro) com o oxigénio do ar e da água para formar a ferrugem é lenta (Fig. 31 C);
- a reacção entre o nitrogénio e o oxigénio existentes na atmosfera da Terra é muito lenta (Fig. 31 D).

Isto mostra que a rapidez ou velocidade com que se formam ou rompem as ligações depende da natureza dos reagentes.

A velocidade de uma reacção é uma grandeza que indica como as quantidades dos reagentes e dos produtos dessa reacção variam com o passar do tempo.

Para medir a velocidade de uma reacção química pode-se medir:

- o tempo de formação de uma certa quantidade de produto da reacção;
- a quantidade de produto da reacção formado durante um certo intervalo de tempo;
- o tempo de consumo de um ou mais reagentes.

A cinética química é a parte da Química que estuda a velocidade das reacções químicas e os factores que a influenciam.

Na verdade, diferentes reacções químicas decorrem, sob as mesmas condições, com velocidades diferentes, assim como a mesma reacção química, sob condições diferentes, também decorre com velocidades diferentes.

6.1. Velocidade das reacções químicas e teoria das colisões

Podemos definir a velocidade da reacção química (v_r) como:

$$v_r = \frac{\text{Variação da concentração do reagente ou produto da reacção}}{\text{Variação do tempo}} = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

A velocidade de uma reacção química é a variação da concentração de qualquer uma das substâncias que participam na reacção pela respectiva variação do tempo.



Fig. 31 – (A) Reacção do hidróxido de sódio com sulfato de cobre; (B) reacção do magnésio com ácido clorídrico; (C) reacção do ferro com o oxigénio; (D) reacção entre o nitrogénio e o oxigénio existentes na atmosfera.

A velocidade de uma reacção química pode ser expressa nas seguintes unidades:

$\text{mol} / \text{L} \times \text{s}$ (unidade SI), $\text{mol} / \text{L} \times \text{min}$ ou $\text{mol} / \text{L} \times \text{h}$.

Com base em observações e experiências sistematizadas, os químicos desenvolveram uma teoria para explicar as razões que levam a que as reacções químicas sejam mais lentas ou mais rápidas. Essa teoria, designada por **teoria das colisões**, sustenta que para ocorrer reacção química é necessário que:

- As partículas reagentes (átomos, moléculas ou iões) possuam uma energia mínima para poderem reagir. Essa energia mínima é designada por **energia de activação (E_a)**.
- As partículas reagentes (átomos, moléculas ou iões) colidam (choquem) entre si.
- As colisões ocorram com uma orientação favorável para serem eficazes, isto é, para que conduzam à formação dos produtos da reacção.

Uma colisão efectiva ou **eficaz** é aquela que resulta em reacção, isto é, que está de acordo com as duas últimas condições da teoria das colisões.

O número de colisões efectivas ou eficazes é muito pequeno comparado com o número total de colisões que ocorrem entre as moléculas dos reagentes.

Quanto maior for o número de moléculas dos reagentes com energia superior à de activação, maior será a velocidade da reacção. Assim, quanto menor for a E_a de uma reacção, maior será sua velocidade.

É por meio das colisões que as partículas entram em contacto e reagem. Durante as colisões efectivas ocorre a ruptura de ligações entre as substâncias reagentes e a formação de novas ligações, originando os produtos da reacção.



Fig. 32 – No foguete quando o combustível é oxidado na câmara de combustão, liberta-se calor aumentando a agitação das suas moléculas. Assim que os gases quentes são expelidos, essa energia é utilizada para projectar o foguete. Tudo isto se deve às colisões efectivas entre as moléculas do combustível e do comburentes.

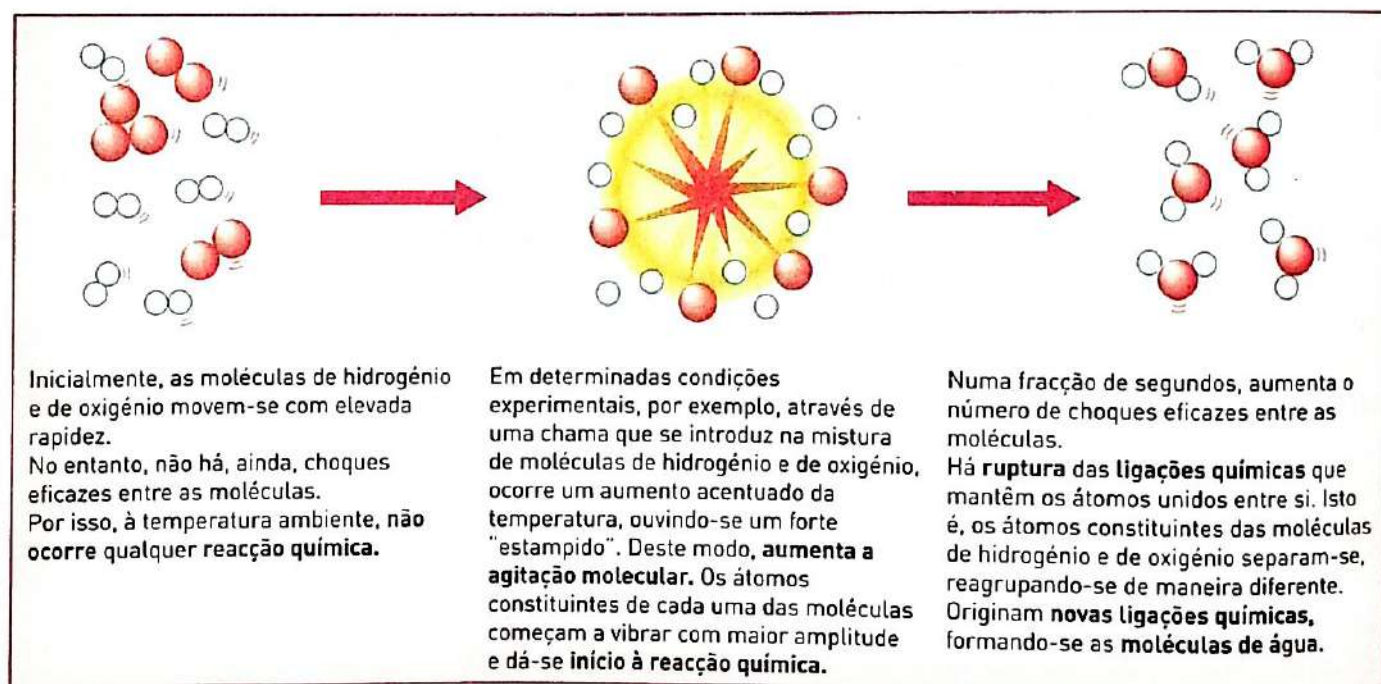


Fig. 33

6.2. Factores que influenciam a velocidade das reacções químicas

A velocidade de uma reacção química pode ser influenciada pelos seguintes factores:

- a concentração dos reagentes;
- a superfície de contacto entre os reagentes (estado de divisão dos reagentes);
- a temperatura a que decorre a reacção química;
- a presença de catalisadores ou inibidores.

► Concentração dos reagentes

Aumentando a concentração dos reagentes, aumentará a velocidade da reacção.

O aumento da concentração dos reagentes promove o aumento do número de colisões entre as moléculas. Isso faz com que a probabilidade de colisões efectivas acontecerem para a formação do complexo activado seja maior.

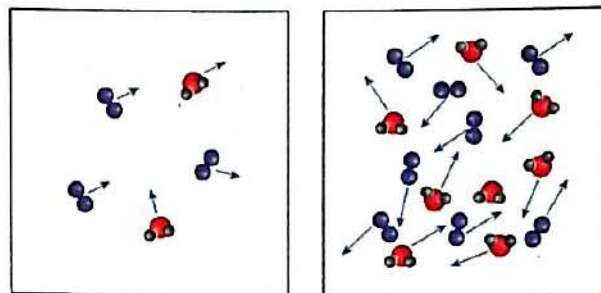


Fig. 34 – As moléculas colidem com maior frequência se aumentarmos o número de moléculas reagentes, logo, há mais probabilidade de ocorrerem colisões efectivas.

► Superfície de contacto entre os reagentes

Quanto maior a superfície de contacto entre os reagentes, maior será a velocidade da reacção.

Assim, por exemplo, as substâncias amorfas, as substâncias finamente divididas e as substâncias em solução apresentam maior superfície de contacto que as cristalinas. Se numa reacção actuam reagentes em fases distintas, o aumento da superfície de contacto entre eles aumenta a velocidade das reacções. Considerando, por exemplo, uma reacção entre uma substância sólida e uma líquida, quanto mais reduzida a pó estiver a substância sólida, maior é a superfície de contacto entre as partículas de ambas as substâncias e, portanto, maior é a possibilidade de essas partículas chocarem (colidirem) umas com as outras.

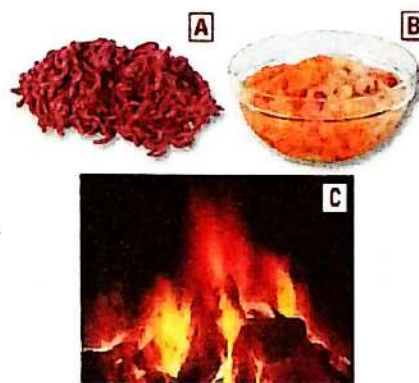


Fig. 35 – (A) A carne picada cozinha mais depressa, mas também deteriora-se mais rapidamente; (B) A fruta cortada deteriora-se mais rapidamente; (C) Um tronco cortado em toros arde mais rapidamente do que inteiro.

► Temperatura

Quanto maior for a temperatura, maior será a velocidade da reacção.

A temperatura é a medida do grau de agitação das partículas, logo o seu aumento vai aumentar a possibilidade de choques entre as partículas reagentes e, consequentemente, a possibilidade de colisões efectivas. Desse modo, também vão existir mais partículas com energia maior ou igual à de activação, aumentando a velocidade da reacção. Recorda que os alimentos conservados numa geleira ou congelador demoram muito mais a estragar do que fora dela. Isso porque as reacções químicas levadas a cabo pelos microrganismos decompositores são retardadas pela baixa temperatura.



Fig. 36 – O uso de geleiras, congeladores e recipientes térmicos retarda a decomposição dos alimentos devido à baixa temperatura.

► Presença de um catalisador ou de um inibidor

Os catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade de uma reacção química.

Os catalisadores formam com os reagentes substâncias intermédias (complexo activado) que depois dão origem aos produtos, libertando o catalisador intacto (não se consome). Por esse motivo diz-se que os catalisadores não participam na formação dos produtos, eles apenas promovem “caminhos” de reacção com menor energia de activação o que aumenta a velocidade da reacção.

Ao atingir a energia de activação, é formado o complexo activado, que possui entalpia maior do que a dos reagentes e dos produtos, sendo bastante instável; posteriormente, o complexo activado decompõe-se e dá origem aos produtos da reacção.



Fig. 38 – Energia de activação com e sem o uso de catalisador.

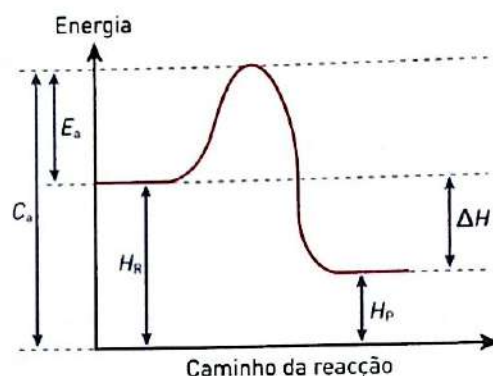


Fig. 37 – Gráfico da energia em função do caminho da reacção.

C_a = Complexo activado
 E_a = Energia de activação
 H_R = Entalpia dos reagentes
 H_P = Entalpia dos produtos
 ΔH = Variação da entalpia da reacção

A principal função do catalisador é diminuir a energia de activação, facilitando a transformação de reagentes em produtos. Observa o gráfico da figura 38, que demonstra uma reacção com e sem catalisador.

Exemplos de reacções químicas utilizando um catalisador:



Fig. 39 – O dióxido de manganês, adicionado à água-oxigenada, fez com que a decomposição da água-oxigenada fosse mais rápida.



Fig. 40 – A catalase, enzima que se encontra no fígado dos mamíferos, decompõe rapidamente a água-oxigenada.

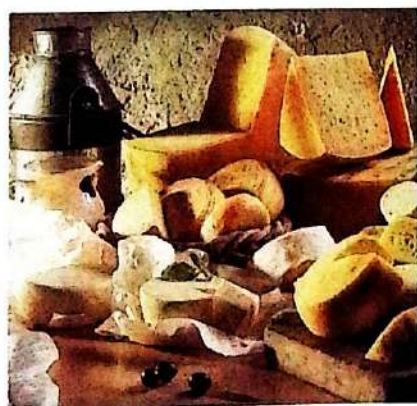


Fig. 41 – Os inibidores são muito usados na indústria alimentar.

As enzimas são um exemplo de catalisadores muito importantes para o ser humano, pois são proteínas que actuam como catalisadores em reacções biológicas.

Ao contrário dos catalisadores, os inibidores são substâncias que diminuem a velocidade das reacções. Os inibidores são muitas vezes utilizados na indústria das conservas para retardarem a decomposição dos alimentos.

Actividades

1. Como é definida matematicamente a velocidade com que os corpos se movem?
2. Como é definida matematicamente a velocidade com que uma substância se transforma noutra?
3. Indica reacções químicas que decorrem:
 - a) lentamente;
 - b) rapidamente.
4. A formação da ferrugem é uma reacção rápida ou lenta?
5. A queima de gás é uma reacção rápida ou lenta?
6. A reacção de identificação dos iões sulfato é uma reacção rápida ou lenta?
7. Que condições são necessárias para que uma reacção química possa ocorrer?
8. Selecciona a afirmação que corresponde correctamente ao conceito de velocidade de uma reacção química.
 - (A) Velocidade de uma reacção química é uma grandeza que indica a variação do espaço no tempo.
 - (B) Velocidade de uma reacção química é uma grandeza que indica a rapidez ou lentidão com que os reagentes são consumidos e os produtos são formados.
 - (C) Velocidade de uma reacção química é uma grandeza que indica o número de colisões efectivas entre as partículas reagentes.
 - (D) Velocidade de uma reacção química é uma grandeza que indica a energia de activação de uma reacção.
9. Classifica as seguintes afirmações de verdadeiras (V) ou falsas (F).
 - (A) A velocidade de uma reacção aumenta quando aumenta a concentração dos reagentes.
 - (B) A temperatura e a pressão não têm influência na velocidade de uma reacção química.
 - (C) A velocidade de uma reacção química aumenta com o aumento do tempo.
 - (D) Segundo a teoria das colisões, para que ocorra uma reacção as partículas reagentes devem ter colisões efectivas.
 - (E) A velocidade de uma reacção é tanto maior quanto menor for o número de colisões entre as partículas reagentes.
10. Explica como a concentração pode alterar a velocidade de uma reacção.
11. Quando se coloca um comprimido de vitamina C a reagir com água quente e outro a reagir com água fria, em qual dos copos a reacção termina mais depressa? Justifica a tua afirmação.
12. Quando se coloca num copo com água um comprimido de vitamina C inteiro e noutro copo com água um comprimido de vitamina C moído, em qual dos dois copos a reacção é mais rápida? Justifica a tua afirmação.

RESUMO

Os elementos **oxigénio** (O), **enxofre** (S), **selénio** (Se), **telúrio** (Te) e **polónio** (Po) formam o **VI grupo principal** da Tabela Periódica. Os seus respectivos átomos possuem 6 electrões na última camada, conferindo-lhes propriedades semelhantes.

A variação gradual das propriedades dos elementos deve-se à diferença gradual do número de camadas electrónicas que os elementos apresentam.

O **oxigénio** é o elemento deste grupo que ocorre com mais frequência na Natureza. Cerca de 21% do volume do ar que respiramos é ocupado pelo oxigénio. Este elemento apresenta duas formas: **oxigénio molecular**, O_2 , e **ozono**, O_3 . O **ozono** protege a Terra dos raios ultravioleta nocivos.

O **enxofre** é um sólido amarelo, insolúvel em água, mas solúvel em solventes orgânicos, e pode ser encontrado livre na Natureza no subsolo e nas regiões vulcânicas, de onde é extraído pelos **processos de Calcaroni** e **de Frasch**. Apresenta duas **formas alotrópicas**: **enxofre ortorrômbico** ou **rômbico** e **enxofre monoclinico**.

O **enxofre** forma os seguintes compostos: **óxidos** (SO_2 e SO_3); **ácidos** (H_2S , H_2SO_4 e H_2SO_3) e **sais** (sulfuretos, sulfitos e sulfatos). Os **sulfuretos** são sais do ácido sulfídrico, os **sulfitos** são sais do ácido sulfuroso e os **sulfatos** são sais do ácido sulfúrico.

O **ácido sulfúrico** é um dos principais produtos da indústria química com grande utilização e aplicação nos mais diferentes ramos de produção.

A **cinética química** é a área da Química que estuda as velocidades das reacções químicas.

Os factores que influenciam a velocidade das reacções químicas são: **concentração dos reagentes**, **superfície de contacto entre os reagentes**, **temperatura** e **catalisadores/inibidores**.

Estes factores promovem o aumento das **colisões efectivas** que conduzem à formação dos produtos da reacção, tornando a reacção mais rápida.

A **energia de activação** é a energia mínima necessária que as partículas reagentes devem possuir para formar os produtos da reacção.

Agora vou experimentar

EXPERIÊNCIA SOBRE OS ELEMENTOS DO VI GRUPO PRINCIPAL

► EXPERIÊNCIA 1

COMBUSTÃO DO ENXOFRE E OBTENÇÃO DO ÁCIDO SULFUROSO

MATERIAIS:

- Colher de combustão
- Rolha adaptável
- Balão de Erlenmeyer ou garrafa de plástico pequena
- Bico de Bunsen ou lamparina de álcool

REAGENTES:

- Enxofre
- Indicador universal
- Água da torneira
- Hidróxido de bário

PROCEDIMENTO:

1. Adaptar a rolha ao arame da colher de combustão perfurando-a para que esta chegue até ao meio do Erlenmeyer.
2. Recolher previamente oxigénio (catálise do peróxido de hidrogénio) para o Erlenmeyer e tapar.
3. Colocar um pouco de enxofre na colher de combustão e aquecer o enxofre na lamparina até que comece a arder e observar com atenção.
4. Colocar a colher de combustão com o enxofre ardente dentro do Erlenmeyer, tapar e deixar que arda até à extinção.
5. Colocar água até um terço do Erlenmeyer, tapar e agitar para que o gás obtido se dissolva na água.
6. Repartir a solução em dois tubos de ensaio.
7. Num deles, colocar duas a três gotas do indicador. Observar e comparar a cor da solução com as cores da faixa do indicador universal.
8. No outro tubo de ensaio colocar alguns mililitros de solução de hidróxido de bário. Observar e comparar a cor da solução com as cores da faixa do indicador universal.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Qual é o gás que se forma na combustão? Escreve a equação da reacção respectiva.
2. Qual é a cor da solução do indicador antes e depois de se colocar no copo contendo a mistura?
3. Que propriedades manifesta a solução formada pelo gás e a água?
4. Escreve a equação da reacção entre o gás e a água.
5. Qual é a função do indicador nesta experiência?
6. Como reage a solução do tubo de ensaio com a solução de hidróxido de bário? Escreve a respectiva equação da reacção.

► EXPERIÊNCIA 2

OBTENÇÃO DO ENXOFRE A PARTIR DE TIOSSULFATO DE SÓDIO E DE ÁCIDO CLORÍDRICO

MATERIAIS:

- Tubo de ensaio ou gobelé pequeno ou copo de plástico descartável
- Cadinho de porcelana

REAGENTES:

- Solução de tiosulfato de sódio 0,2 M
- Solução de ácido clorídrico

PROCEDIMENTO:

1. Colocar num dos recipientes à disposição a solução de tiosulfato de sódio e adicionar a esta a solução de ácido clorídrico. Aguardar um minuto sob observação.
2. Agitar bem e transferir a mistura para o cadinho. Deixar em repouso durante 5 minutos e depois decantar.
3. Guardar o sólido obtido para a próxima experiência.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Qual é a cor do sólido que se obtém?
2. Sabendo que nesta reacção se formam NaCl , H_2O , SO_2 e S , a partir da reacção entre o $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ e o HCl , escreve a equação acertada da reacção.
3. Quais são os estados de oxidação do enxofre nos reagentes e nos produtos da reacção?

► EXPERIÊNCIA 3**REACÇÃO DO ENXOFRE COM FERRO****MATERIAIS:**

- Tubo de reacção
- Bico de Bunsen ou lamparina de álcool
- Almofariz e pilão de porcelana

REAGENTES:

- Enxofre em pó
- Ferro em pó ou palha-d' aço
- Arame de ferro ou prego
- Garra

PROCEDIMENTO A:

1. Colocar 5 mg de palha-d' aço e 2,5 mg de enxofre no almofariz e misturar bem as duas substâncias moendo-as.
2. Transferir a mistura para o tubo de reacção e aquecer a mistura com a chama de um bico de Bunsen. Logo que comece a reacção retirar imediatamente a fonte de aquecimento.
3. Observar atentamente e anotar as observações.

PROCEDIMENTO B:

1. Colocar 5 mg de enxofre no tubo de reacção.
2. Com o auxílio de uma garra aquecer um pedaço de arame ou um pequeno prego de ferro até à incandescência e introduzir rapidamente no enxofre contido no tubo de reacção.
3. Observar atentamente e anotar observações.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Como reage a mistura enxofre/ferro?
2. Qual é a cor da substância que se forma?
3. Escreve a equação da reacção.

► EXPERIÊNCIA 4

OBTENÇÃO DE SULFURETO DE HIDROGÊNIO

4 A) Obtenção de sulfureto de hidrogênio a partir de sulfureto de ferro e de ácido clorídrico

MATERIAIS:

- Tubo de ensaio com tubuladura lateral de 45°
- Tubo de reação
- Suporte de filtro
- Filtro PTFE

REAGENTES:

- Ácido clorídrico 5 M (17%)
- Sulfureto de ferro(II), FeS
- Solução de acetato de chumbo

PROCEDIMENTO:

1. Colocar um pouco de sulfureto de ferro produzido na experiência 3 no tubo de ensaio.
2. Acoplar o suporte de filtro e o filtro PTFE e sobre este o tubo de reação.
3. Colocar no tubo de reação 5 mL de uma solução de acetato de chumbo.
4. Acoplar uma seringa contendo HCl à tubuladura lateral.
5. Deixar gotejar lentamente o ácido sobre o FeS.
6. Observar atentamente e registrar as observações.

4 B) Obtenção de sulfureto de hidrogênio a partir de cabelo e de ácido clorídrico

MATERIAIS:

- Tubo de ensaio com tubuladura normal
- Tubo de reação
- Suporte de filtro
- Filtro PTFE
- Bico de Bunsen ou lamparina de álcool

REAGENTES:

- Ácido clorídrico 5 M (17%)
- Cabelo
- Solução de acetato de chumbo

PROCEDIMENTO:

1. Colocar um pouco de cabelo e 5 a 6 gotas de HCl a 17% no tubo de ensaio. Acoplar o suporte de filtro e o filtro PTFE e sobre este o tubo de reação.
2. Colocar no tubo de reação 5 mL de uma solução de acetato de chumbo.
3. Aquecer brandamente o tubo de ensaio contendo o cabelo e o ácido.
4. Observar atentamente e anotar as observações.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Compara os processos das experiências 4 A e 4 B.
2. Porque se pode dizer que o produto da reação da experiência 4 B é igual ao da experiência 4 A?
3. Como reagem os compostos contendo o íon sulfureto (S^{2-}) com os ácidos?
4. Por que razão o cabelo reage com o HCl dando origem a sulfureto de hidrogênio?

► EXPERIÊNCIA 5

PRECIPITAÇÃO DO ANIÃO SULFURETO A PARTIR DE UMA SOLUÇÃO DE SULFURETO DE HIDROGÊNIO E SOLUÇÕES DE CÂTIÕES DE ALGUNS METAIS PESADOS

MATERIAIS:

- Tubos de ensaio (3)
- Conta-gotas

REAGENTES:

- Solução de sulfato de zinco
- Solução de sulfato de cobre
- Solução de acetato de chumbo
- Solução de sulfureto de hidrogênio (ou de sulfureto de sódio)

PROCEDIMENTO:

1. Enumerar os 3 tubos de ensaio.
2. Colocar no primeiro 1 mL de solução de sulfato de zinco, no segundo 1 mL de solução de sulfato de cobre e no terceiro 1 mL de solução de acetato de chumbo.
3. Usar o conta-gotas para deixar gotejar a solução de sulfureto em cada um dos 3 tubos de ensaio.
4. Observar atentamente e registrar as observações.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Compara os processos da experiência nos 3 tubos de ensaio.
2. Como reage o anião sulfureto com os metais pesados?
3. Como se pode identificar a presença de sulfuretos?

► EXPERIÊNCIA 6

PRECIPITAÇÃO DO SULFITO DE CÁLCIO A PARTIR DE SOLUÇÕES DE SULFITO DE SÓDIO E DE HIDRÓXIDO DE CÁLCIO

MATERIAIS:

- Tubo de ensaio
- Conta-gotas

REAGENTES:

- Solução de sulfito de sódio
- Solução de hidróxido de cálcio

PROCEDIMENTO:

1. Colocar num tubo de ensaio 1 mL de solução do sulfito de sódio.
2. Com o conta-gotas deixar gotejar a solução de hidróxido de cálcio sobre a de sulfito de sódio no tubo de ensaio.
3. Observar atentamente e registrar as observações.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Qual é a cor do precipitado que se forma?
2. Escreve a equação da reacção.
3. Como se pode identificar a presença de sulfitos?

► EXPERIÊNCIA 7

CARBONIZAÇÃO DE MATÉRIA ORGÂNICA PELO ÁCIDO SULFÚRICO

MATERIAIS:

- Cadinhos de porcelana
- Conta-gotas

REAGENTES:

- Ácido sulfúrico concentrado
- Sacarose
- Farinha de milho, de arroz ou de mandioca
- Pedaco de madeira
- Pedaco de tecido

PROCEDIMENTO A:

1. Colocar o pedaco de madeira sobre o cadinho e deixar gotejar nele ácido sulfúrico concentrado.
2. Observar atentamente, anotar as observações necessárias e tirar as devidas conclusões.

PROCEDIMENTO B:

1. Repetir o procedimento A usando um pedaco de tecido em vez de madeira.
2. Observar atentamente, anotar as observações necessárias e tirar as devidas conclusões.

PROCEDIMENTO C:

1. Repetir o procedimento A usando açúcar (sacarose) em vez de madeira.
2. Observar atentamente, anotar as observações necessárias e tirar as devidas conclusões.

PROCEDIMENTO D:

1. Repetir o procedimento A usando farinha em vez de madeira.
2. Observar atentamente, anotar as observações necessárias e tirar as devidas conclusões.

RESPONDE ÀS SEGUINTEs QUESTÕES:

1. O que acontece aos materiais orgânicos quando reagem com o ácido sulfúrico concentrado?
2. Que conclusões podes tirar sobre a agressividade do ácido sulfúrico?

► EXPERIÊNCIA 8

REACÇÃO DE UMA SOLUÇÃO DE SULFATO DE SÓDIO COM SOLUÇÃO DE HIDRÓXIDO DE BÁRIO OU DE CÁLCIO

MATERIAIS:

- Tubo de ensaio
- Conta-gotas

REAGENTES:

- Solução de sulfato de sódio
- Solução de hidróxido de bário ou de cálcio

PROCEDIMENTO:

1. Colocar no tubo de ensaio 1 mL de uma solução de sulfato de sódio.
2. Com um conta-gotas deixar gotejar a solução de hidróxido de bário ou de cálcio sobre a solução de sulfato de sódio contida no tubo de ensaio.
3. Observar atentamente, registar as observações e tirar as devidas conclusões.

RESPONDE ÀS SEGUINTEs QUESTÕES:

1. Escreve a equação da reacção desta experiência.
2. Será que esta experiência pode ser usada para identificar sulfatos? Justifica sucintamente.

EXPERIÊNCIAS SOBRE CINÉTICA QUÍMICA**► EXPERIÊNCIA 9****INFLUÊNCIA DA SUPERFÍCIE DE CONTACTO ENTRE OS REAGENTES NA VELOCIDADE DE UMA REACÇÃO****MATERIAIS:**

• Tubos de ensaio ou copos descartáveis

• Cronómetro ou relógio automático

REAGENTES:

• Giz

• Zinco

• Comprimido de vitamina C

PROCEDIMENTO:**A) Reacção de pau de giz e de pó de giz com ácido clorídrico**

1. Colocar a mesma quantidade de giz (pau de giz e pó de giz) em dois tubos de ensaio.
2. Adicionar a cada um deles a mesma quantidade de ácido clorídrico e controlar o tempo da reacção para cada caso, usando o cronómetro.

B) Reacção de zinco granulado e de pó de zinco com ácido clorídrico

1. Repetir a experiência A usando zinco granulado e pó de zinco.

C) Reacção de vitamina C em comprimido inteiro e de comprimido de vitamina C moído com ácido clorídrico

1. Repetir a experiência A usando um comprimido inteiro de vitamina C e um comprimido moído de vitamina C.

RESPONDE ÀS SEGUINTEs QUESTÕES:

1. Escreve as equações das reacções das experiências A e B.
2. Por que razão é que nestas experiências, apesar das mesmas quantidades usadas, são mais rápidas aquelas em que se usam as substâncias num estado de maior divisão?
3. Que conclusão geral se pode tirar destas experiências?

► EXPERIÊNCIA 10**INFLUÊNCIA DA CONCENTRAÇÃO E DA TEMPERATURA NA VELOCIDADE DE UMA REACÇÃO****MATERIAIS/REAGENTES:**

- Gobelés pequenos e iguais (8)
- Tubos de ensaio iguais (8)
- Bureta com ácido clorídrico 0,15 M
- Bureta com solução de tiossulfato de sódio 0,15 M
- Bureta contendo água da torneira
- Cronómetro ou relógio automático ou relógio com ponteiro dos segundos
- Folha de papel milimétrico, folha de papel branco e lápis
- Copo de precipitação (gobelé grande)
- Fogão ou placa de aquecimento

10 A) Reacção do tiossulfato de sódio com ácido clorídrico a concentrações diferentes**PROCEDIMENTO:**

1. Encher 3 buretas (a primeira com água, a segunda com solução de tiossulfato de sódio 0,15 M, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, e a terceira com solução de ácido clorídrico 0,15 M).

- Colocar em 6 gobelés pequenos numerados a solução de tiosulfato de sódio e água como vem indicado na tabela.
- Em cada um dos 6 tubos de ensaio colocar 6 mL de solução de ácido clorídrico 0,15 M da bureta.
- Desenhar uma pequena cruz (x) com o lápis sobre o papel branco e colocar sobre esta o primeiro gobelé.
- Transferir a quantidade de ácido de um dos tubos inicialmente preparados para o primeiro gobelé sobre um papel branco, controlando o tempo necessário até que a cruz do papel desapareça do teu campo visual devido ao aparecimento do precipitado.
- Realizar experiências análogas com os restantes gobelés.

Realizar experiências análogas com os restantes grupos.

TABELA DE REGISTOS EXPERIMENTAIS						
N.º do gobelé	Volume das soluções (mL)		Concentração do $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $(a/a + b) \times 0,15$	Tempo da reacção (s)		1/tempo da reacção ($\times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$)
	Solução de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ a	Água b		Inicial	Final	
1	6	0		0,00		
2	5	1		0,00		
3	4	2		0,00		
4	3	3		0,00		
5	2	4		0,00		
6	1	5		0,00		

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

- Em que gobelé a reacção foi mais rápida? Justifica a tua resposta.
- Qual é a concentração de tiosulfato de sódio em cada gobelé.
- Que conclusão geral se tira desta experiência?

10 B) Reacção do tiosulfato de sódio com ácido clorídrico a temperaturas diferentes – reacção da vitamina C com água a diferentes temperaturas

PROCEDIMENTO:

- Em 4 tubos de ensaio, limpos e enumerados (1s, 2s, 3s, 4s), deitar 4 mL de solução de tiosulfato de sódio 0,15 M da bureta.
- Nos outros 4 tubos de ensaio, igualmente enumerados (1a, 2a, 3a, 4a), deitar 4 mL de solução de ácido clorídrico 0,15 M da bureta.
- Colocar todos os tubos de ensaio num copo de precipitação contendo água.
- Medir a temperatura da água passados 5 min e, seguidamente, misturar o conteúdo dos tubos enumerados por 1a e 1s, colocando-os no gobelé 1 sobre o papel branco com o x marcado. Controlar o tempo até a cruz desaparecer com a formação do precipitado.
- Aquecer o copo contendo os restantes tubos até uma temperatura de mais 10 °C que a temperatura inicial e repetir a experiência com os tubos 2a e 2s.
- Realizar sequencialmente a experiência com os pares seguintes, aumentando de cada vez a temperatura em 10 °C.
- Anotar todos os resultados da experiência na tabela que se segue.
- Para facilitar a execução e poupar tempo, antes de se iniciar a experiência aquecer num gobelé grande água suficiente para aumentar de cada vez a temperatura em 10 °C.

N.º do par de tubos	Temperatura da experiência (°C)	Tempo (s)		Velocidade da reacção $v_r = 1/t$
		Inicial	Final	
1		0,00		
2		0,00		
3		0,00		
4		0,00		

9. Representar graficamente a influência da temperatura na velocidade da reacção, colocando os valores das temperaturas no eixo das abcissas.
10. Utilizar a seguinte escala:
 10°C — 2 cm
 V_r máxima — 8 cm

RESPONDE À SEGUINTE QUESTÃO:

1. Como é que a temperatura influencia a velocidade de uma reacção?

► EXPERIÊNCIA 11

INFLUÊNCIA DA ADIÇÃO DE CATALISADORES NA VELOCIDADE DE UMA REACÇÃO

11 A) Reacção do peróxido de hidrogénio na presença de um catalisador

MATERIAL:

- Tubo de ensaio

REAGENTES:

- Peróxido de hidrogénio (água-oxigenada da farmácia 3 a 5%)
- Dióxido de manganês

PROCEDIMENTO:

1. Colocar 2 a 3 grãos de dióxido de manganês no tubo de ensaio.
2. Adicionar 2 a 3 mL de peróxido de hidrogénio.
3. Observar atentamente e registar as observações.

11 B) Reacção do permanganato de potássio com o peróxido de hidrogénio

MATERIAIS:

- Tubo de ensaio
- Conta-gotas
- Cronómetro ou relógio digital

REAGENTES:

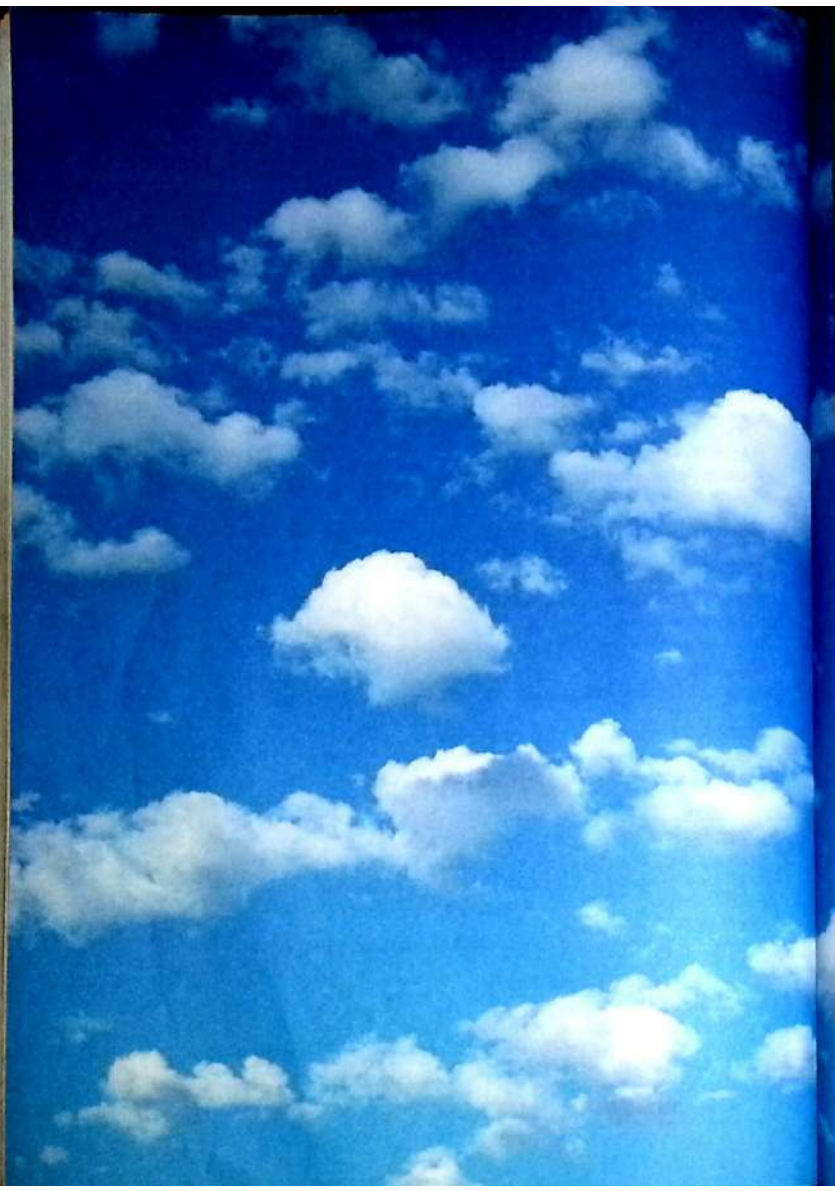
- Solução de permanganato de potássio 0,02 M
- Peróxido de hidrogénio (água-oxigenada da farmácia 3 a 5%)

PROCEDIMENTO:

1. Colocar no tubo de ensaio 5 mL de peróxido de hidrogénio.
2. Com um conta-gotas colocar uma primeira gota de solução de permanganato de potássio sobre o peróxido de hidrogénio e controlar o tempo até que esta fique incolor.
3. Colocar a segunda gota da solução de permanganato de potássio e voltar a controlar o tempo até que a cor desapareça.
4. Repetir o procedimento até 15 gotas de solução de permanganato de potássio.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Qual é o catalisador na experiência 11 A?
2. Escreve a equação da reacção da experiência 11 A.
3. Porque é que a cor da gota da solução de permanganato de potássio leva mais tempo a desaparecer no início?
4. Qual é o catalisador da experiência 11 B?
5. O que são catalisadores?



6

O NITROGÉNIO E OS ELEMENTOS DO V GRUPO PRINCIPAL

1. INTRODUÇÃO

2. OS ELEMENTOS DO V GRUPO PRINCIPAL DA TABELA PERIÓDICA – ESTRUTURA E PROPRIEDADES

3. O NITROGÉNIO COMO REPRESENTANTE DO V GRUPO PRINCIPAL

- 3.1. Ocorrência do nitrogénio na Natureza
- 3.2. Obtenção industrial e laboratorial do nitrogénio
- 3.3. Propriedades físicas e químicas do nitrogénio
- 3.4. Aplicações do nitrogénio

4. COMPOSTOS DE NITROGÉNIO

- 4.1. Amónia: obtenção, propriedades e aplicações
- 4.2. Óxidos de nitrogénio
- 4.3. Ácidos de nitrogénio, HNO_2 e HNO_3 , e respectivos sais

5. FÓSFORO E SEUS COMPOSTOS

- 5.1. Ocorrência do fósforo na Natureza
- 5.2. Óxidos, ácidos e sais de fósforo

6. FERTILIZANTES OU ADUBOS

- 6.1. Classificação dos fertilizantes
- 6.2. Aplicação de fertilizantes
- 6.3. Fases de aplicação dos adubos
- 6.4. Poluição do solo: quais as causas e efeitos e como preveni-la

7. REACÇÕES QUÍMICAS REVERSÍVEIS E EQUILÍBRIO QUÍMICO

- 7.1. Reacções químicas reversíveis
- 7.2. Equilíbrio químico
- 7.3. Sistemas químicos e sua classificação
- 7.4. Factores que influenciam o estado de equilíbrio químico e o princípio de Le Chatelier
- 7.5. Aplicações das reacções de equilíbrio químico no quotidiano

6

O NITROGÉNIO E OS ELEMENTOS DO V GRUPO PRINCIPAL

Vou aprender

- A relacionar a estrutura electrónica com as propriedades químicas dos elementos do V grupo principal
- A determinar a valência dos elementos do V grupo principal em relação ao oxigénio e ao hidrogénio
- A escrever e a nomear os principais compostos de nitrogénio
- A identificar os principais nutrientes das plantas e a classificar os adubos
- A preparar os adubos naturais
- A identificar os agentes poluentes dos solos
- A identificar as reacções químicas irreversíveis e reversíveis e a descrever um sistema em equilíbrio
- A caracterizar os factores que afectam o estado de equilíbrio químico
- A produzir e a identificar o nitrogénio, o dióxido de nitrogénio e o amoníaco no laboratório
- A realizar experiências relativas ao equilíbrio químico e aos factores que o influenciam

1. Introdução

As proteínas, a clorofila, a hemoglobina e a ureia são compostos que têm em comum o facto de possuírem na sua estrutura o elemento nitrogénio (azoto).



Fig. 1 – Proteína.

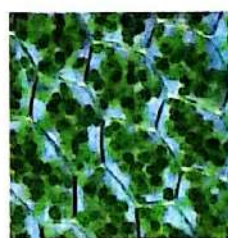


Fig. 2 – Clorofila.

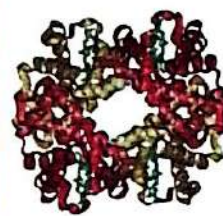


Fig. 3 – Hemoglobina.



Fig. 4 – Ureia.

O nitrogénio é, assim, um elemento essencial à vida. Os nutrientes à base de nitrogénio que são absorvidos do solo pelas plantas são muito importantes para o desenvolvimento destas. Após retirados dos solos pelas plantas, os nutrientes são restituídos através do processo de adubação. A indústria química tem, entre outras, a responsabilidade de produzir adubos minerais em quantidades suficientes para permitir o desenvolvimento da agricultura.

Entre os mais diversificados compostos de azoto estão também o amoníaco e o ácido nítrico.

Como é que estas substâncias, extremamente importantes para a produção de adubos, plásticos, corantes e explosivos, são produzidas a partir do nitrogénio proveniente do ar, onde existe numa percentagem de 78%?

Por que razão o nitrogénio é usado como gás de protecção em muitas reacções químicas?

O que são adubos?



Fig. 5 – Adubação do solo com recurso a veículos próprios.



Fig. 6 – Processo de adubação.

A estas e muitas outras questões serão dadas respostas ao longo desta unidade. A base das respostas está no conhecimento sobre a estrutura e as propriedades dos átomos de nitrogénio, algumas das quais poderás deduzir através da sua posição na Tabela Periódica.

2. Os elementos do V grupo principal da Tabela Periódica – estrutura e propriedades

Os elementos nitrogénio (N), fósforo (P), arsénio (As), antimónio (Sb) e bismuto (Bi) formam o V grupo principal da Tabela Periódica. Tendo em conta os conhecimentos que já adquiriste sobre os grupos estudados, estes elementos também podem ser localizados na Tabela Periódica a partir da sua distribuição electrónica e prever as suas propriedades.

Assim, todos eles apresentam semelhanças na estrutura atómica e como tal apresentam também semelhanças nas propriedades.

- Os átomos de todos esses elementos apresentam cinco electrões na última camada e, por isso, estão localizados no V grupo principal da Tabela Periódica.
- Devido à presença de cinco electrões externos, o maior número de oxidação positivo é + 5 e o menor é - 3. Então, nos seus compostos com o oxigénio, eles apresentam nox máximo (+ 5), enquanto nos seus compostos com o hidrogénio apresentam nox mínimo (- 3).
- Nos seus compostos, apresentam, maioritariamente, ligações covalentes polares, mas menos evidentes do que nos compostos covalentes dos elementos dos VI e VII grupos principais.

Na tabela seguinte estão representadas algumas propriedades dos elementos do V grupo principal.

	NITROGÉNIO	FÓSFORO	ARSÉNIO	ANTIMÓNIO	BISMUTO
NÚMERO ATÓMICO	7	15	33	51	83
NÚMERO DA CAMADA EXTERNA	2	3	4	5	6
NÚMERO DE ELECTRÕES EXTERNOS	5	5	5	5	5
ENERGIA DE IONIZAÇÃO (eV)	14,53	10,49	9,82	8,64	7,3
ELECTRONEGATIVIDADE	3,04	2,19	2,18	2,05	2,02
RAIO ATÓMICO (nm)	0,071	0,13	0,148	0,161	0,182
PONTO DE FUSÃO (°C)	- 210	44,1	*	630,5	271,3
PONTO DE EBULIÇÃO (°C)	- 195,8	277	*	1587	1560
DENSIDADE (g/cm ³)	1,25	1,83	5,72	6,68	9,80

* Sublima aos 615 °C

Os átomos dos elementos nitrogénio, fósforo, arsénio, antimónio e bismuto apresentam cinco electrões na última camada. Por isso eles pertencem ao V grupo principal da Tabela Periódica, apresentando muitas propriedades semelhantes.

7	14,01
N	Nitrogénio
15	30,97
P	Fósforo
33	74,92
As	Arsénio
51	121,76
Sb	Antimónio
83	208,98
Bi	Bismuto

Fig. 7 – Elementos do V grupo principal da Tabela Periódica.

Como se pode deduzir, as diferenças entre estes elementos decorrem em conformidade com o aumento do número atômico e do número de camadas electrónicas.

A diferença entre os elementos do V grupo principal está na camada que é ocupada pelos electrões de valência.

Algumas propriedades das substâncias contendo elementos do V grupo principal

ELEMENTO	N.º ATÓMICO	ESTADO DE AGREGAÇÃO	CARÁCTER METÁLICO E NÃO METÁLICO	CARÁCTER ÁCIDO/BÁSICO DAS SOLUÇÕES AQUOSAS DOS ÓXIDOS
Nitrogénio	7	Gasoso	Não metálico	Solução fortemente ácida de N_2O_5
Fósforo	15	Sólido	Não metálico	Solução ácida de P_2O_5
Arsénio	33	Sólido	Semimetálico	Solução ácida de As_2O_5
Antimónio	51	Sólido	Semimetálico	Solução fracamente ácida de Sb_2O_5
Bismuto	83	Sólido	Metálico	Solução básica de Bi_2O_5

As substâncias constituídas pelos elementos do V grupo principal apresentam certas propriedades que se assemelham e outras que se diferenciam claramente. Este comportamento deve-se às suas estruturas electrónicas.

3. O nitrogénio como representante do V grupo principal

Como resultado da estrutura atómica, o nitrogénio é um gás incolor, inodoro e um não-metal típico.

Ele forma moléculas diatómicas (nitrogénio molecular ou dinitrogénio), que possuem uma ligação covalente muito forte que, em condições normais de pressão e temperatura, o tornam bastante inerte, não reagindo com outras substâncias.

O nitrogénio é também denominado azoto, palavra que provém do grego e que significa “inanimado” ou “sem vida”.

Este elemento foi descoberto pelo britânico Rutherford, em 1772, e faz parte dos elementos essenciais uma vez que é um dos principais constituintes das proteínas.

3.1. Ocorrência do nitrogénio na Natureza

O nitrogénio ocorre na Natureza na forma livre como molécula diatómica (N_2), que é o componente principal do ar atmosférico, ocupando cerca de 78% do seu volume.



Fig. 8 – Molécula de nitrogénio (N_2).



Fig. 9 – O ar atmosférico é constituído por 78% de nitrogénio.

Na forma combinada ocorre na forma de nitratos, sendo o nitrato de sódio (NaNO_3), também chamado salitre, um dos principais minerais deste elemento. Também se encontra nas plantas e nos animais, na forma de proteínas.



Fig. 10 - O azoto ocorre na forma combinada: (A) no salitre, (B) nas plantas e (C) nos animais.

3.2. Obtenção industrial e laboratorial do nitrogénio

O nitrogénio é obtido na indústria através da destilação fraccionada do ar líquido. Nas décadas passadas, a MOGÁS era a empresa moçambicana que produzia este gás a partir do ar atmosférico. A tabela que se segue mostra a composição do ar atmosférico.

SUBSTÂNCIA	Nitrogénio	Oxigénio	Gases nobres	Dióxido de carbono	Hidrogénio
% DE VOLUME	78,09	20,95	0,92	0,03	0,00005
PONTO DE EBULIÇÃO (°C)	-195,8	-183	-271 a -71	-78,5	-252,8

A destilação fraccionada é um método de separação de misturas homogêneas baseado na diferença de pontos de ebulição. Neste processo, as substâncias com menor ponto de ebulição são separadas em primeiro lugar.

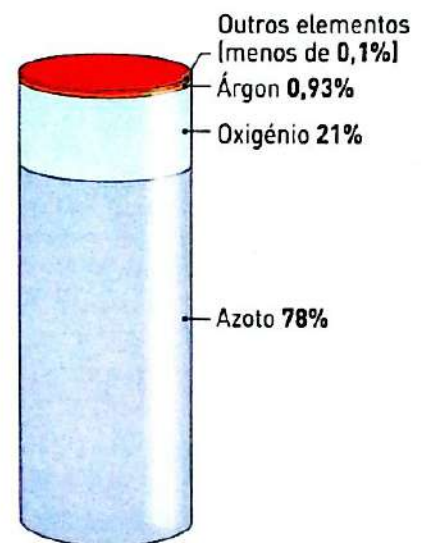


Fig. 11 - Composição do ar atmosférico.

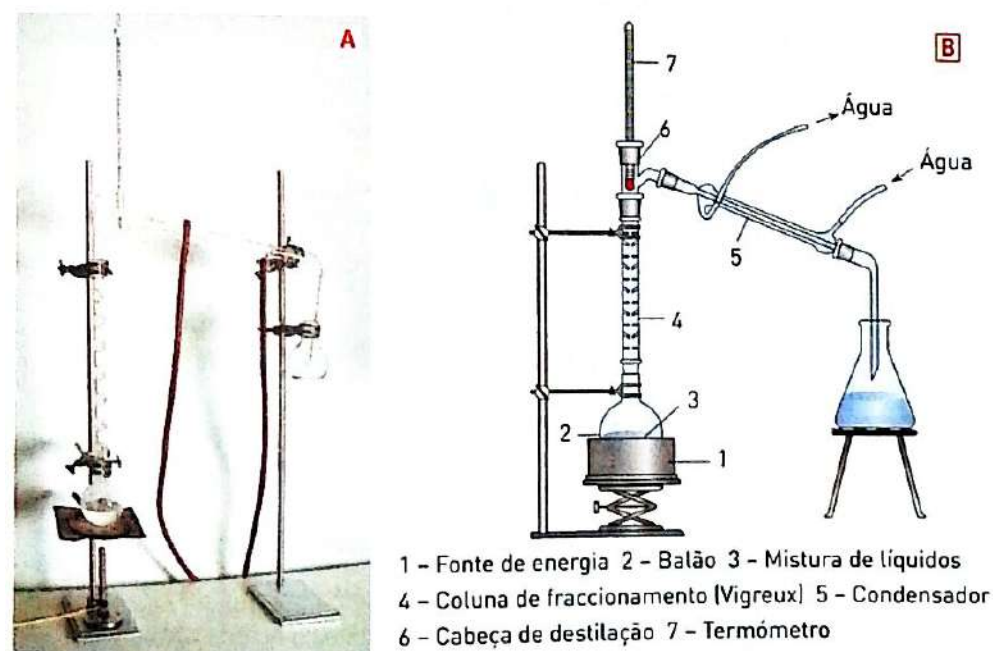
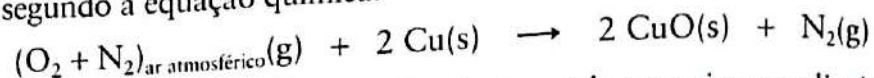


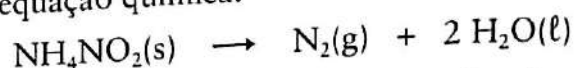
Fig. 12 - Destilação fraccionada: (A) fotografia; (B) esquema explicativo.

No laboratório, o nitrogénio pode ser obtido de várias formas:

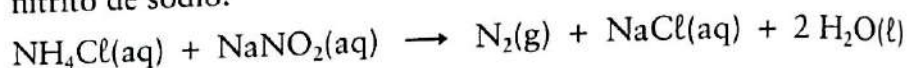
- A partir da combinação com o oxigénio do ar. Retira-se o oxigénio do ar por combinação deste com o cobre, restando o nitrogénio, segundo a equação química:



- A partir da decomposição de nitritos sob aquecimento ligeiro, segundo a equação química:



- A partir da reacção entre soluções saturadas de compostos de nitrogénio, como, por exemplo, entre o cloreto de amónio e o nitrito de sódio:



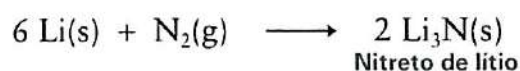
3.3. Propriedades físicas e químicas do nitrogénio

► Propriedades físicas

O nitrogénio em condições normais é um gás incolor, sem cheiro, pouco solúvel em água, menos denso do que o ar e com pontos de fusão e de ebulição relativamente baixos. Caracteriza-se também por não alimentar as combustões e não arder, ou seja, não é comburente nem combustível, respectivamente.

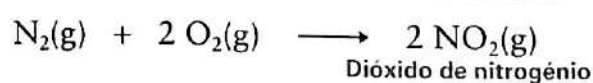
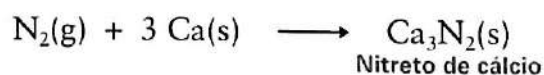
► Propriedades químicas

A molécula de nitrogénio (N_2), vulgarmente conhecida apenas por nitrogénio ou azoto, é uma substância quimicamente pouco activa devido à ligação covalente muito forte entre os seus átomos. Estes unem-se por meio de três ligações covalentes – ligação tripla ($\text{N} \equiv \text{N}$), o que confere à molécula a elevada estabilidade que a caracteriza. Assim, à temperatura ambiente, apenas reage com o lítio, formando o nitreto de lítio.



Todavia, quando aquecido, pode reagir facilmente com muitos metais e não-metais.

Exemplos:



A última reacção é muito comum na atmosfera quando há tempestades. A energia libertada pelas faíscas durante as tempestades permite que o nitrogénio e o oxigénio da atmosfera reajam entre si para formar o dióxido de nitrogénio, que é um gás tóxico.



Fig. 13 – As faíscas dos trovões libertam energia e permitem a reacção entre o nitrogénio e o oxigénio atmosférico.

3.4. Aplicações do nitrogénio

O nitrogénio líquido, obtido pela destilação do ar líquido, é usado como factor refrigerante para o congelamento e transporte de alimentos, na conservação de corpos e células reprodutivas masculinas ou femininas ou quaisquer outras amostras biológicas.

As batatas salgadas e muitos outros salgados são, depois de confeccionados, empacotados em ambiente de nitrogénio, conservando o seu sabor durante um longo período de tempo.

Devido à sua baixa reactividade, o nitrogénio também é usado como atmosfera inerte em tanques de armazenamento de líquidos explosivos.

A mais importante aplicação comercial do nitrogénio é na obtenção do gás amoníaco, usado, posteriormente, no fabrico de fertilizantes e de ácido nítrico.

3. O nitrogénio como representante do V grupo principal

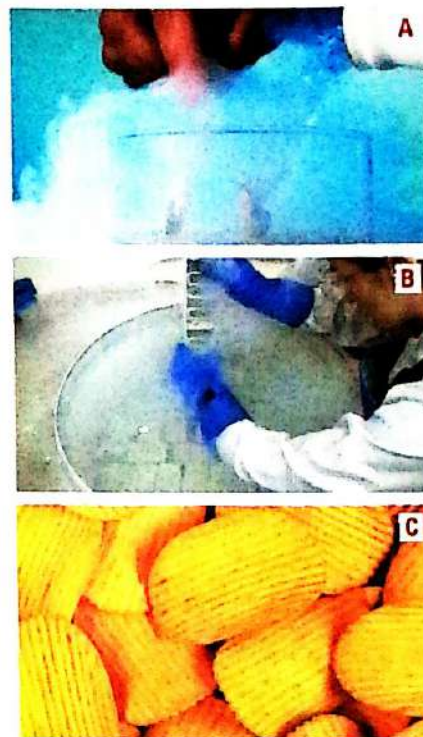


Fig. 14 – O nitrogénio é usado: (A) como refrigerante; (B) como conservante de amostras biológicas; (C) na indústria alimentar.

Actividades

1. Consulta a tabela da página 160 e escreve os símbolos dos elementos correspondentes aos nomes nela inscritos.
2. Consulta a tabela da página 160 e indica o estado de oxidação dos elementos do V grupo principal dos óxidos mencionados.
3. Escreve as fórmulas dos compostos binários dos elementos do V grupo principal com o hidrogénio e indica a valência e o estado de oxidação de cada um deles nos compostos formados.
4. Sabendo que o nitrogénio se encontra localizado no 2.º período e no V grupo principal da Tabela Periódica, representa a sua estrutura atómica, com base no modelo de camadas, e a estrutura de Lewis da sua molécula.
5. Explica por que razão as propriedades metálicas dos elementos do V grupo principal aumentam ao longo do grupo?
6. Explica por que razão os elementos nitrogénio, fósforo, arsénio, antimónio e bismuto pertencem ao V grupo principal da Tabela Periódica.
7. Selecciona as afirmações correctas.
 - (A) O nitrogénio, à temperatura ambiente, é um gás incolor formado por uma molécula triatómica.
 - (B) O constituinte mais abundante do ar atmosférico é o nitrogénio.
 - (C) Na molécula de nitrogénio, os átomos encontram-se unidos por uma ligação tripla.
 - (D) O nitrogénio é um dos elementos mais importantes para os organismos vivos porque é o principal componente dos ossos.

8. Por que razão o nitrogénio é quimicamente um gás formado por moléculas muito estáveis?
9. Observa o quadro e procura fazer corresponder correctamente através de setas as substâncias e as suas aplicações.

SUBSTÂNCIA	APLICAÇÃO
Azoto molecular	Produção de fertilizantes
Amoníaco	Obtenção industrial do azoto
Nitrito de amónio	Conservação de amostras biológicas
Ar atmosférico	Obtenção laboratorial do nitrogénio

10. Completa o seguinte texto.

O nitrogénio, também conhecido vulgarmente por _____, é uma substância molecular que, à temperatura ambiente, se encontra no estado _____. Ele é o principal _____ da atmosfera, onde ocorre numa percentagem de volume de cerca de _____. Na sua molécula diatómica, os átomos encontram-se ligados por uma ligação _____ muito _____, que lhe confere uma baixa reactividade.

4. Compostos de nitrogénio

Os principais compostos de nitrogénio são o amoníaco, NH_3 , os óxidos de nitrogénio, NO e NO_2 , que já conheces da 8.ª classe, os ácidos nítrico e nitroso, HNO_3 e HNO_2 , a hidrazina, N_2H_4 , os nitritos e os nitratos (sais dos ácidos nítrico e nitroso, respectivamente).

4.1. Amoníaco: obtenção, propriedades e aplicações

► Obtenção industrial e laboratorial do amoníaco

No final do século XIX, devido ao crescimento da população mundial, os químicos procuraram encontrar uma maneira económica de converter o nitrogénio atmosférico em compostos nitrogenados, que pudessem ser usados como fertilizantes agrícolas para resolver o problema da alimentação. No entanto, a baixa reactividade do nitrogénio era um obstáculo que aparentava ser intransponível.

Foi o químico alemão **Fritz Haber** quem descobriu o processo de produção de amoníaco, que veio revolucionar o desenvolvimento da indústria de fertilizantes. Contudo, foi o engenheiro químico **Carl Bosch** quem realizou pela primeira vez a síntese do amoníaco a nível industrial, ao aplicar o processo de Haber.

Este processo, que envolve equipamento resistente a altas pressões, passou a ser conhecido pelo **processo de Haber-Bosch** em homenagem aos dois cientistas.

Quando a 9 de Setembro de 1913 é instalada a primeira fábrica de produção de amoníaco a partir do ar atmosférico, em Ludwigshafen na Alemanha, acabava de se iniciar uma nova era na produção desse precioso gás, cujas múltiplas aplicações vieram a desenvolver uma série de novos materiais sintéticos.



Fig. 15 – Fritz Haber.



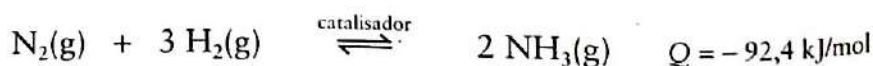
Fig. 16 – Carl Bosch.



Fig. 17 – Fábrica de produção de amoníaco.

Estavam deste modo criadas as condições para o aumento considerável da produção de fertilizantes à base de nitrogénio biologicamente utilizável.

Produzido industrialmente pelo processo de Haber-Bosch, o amoníaco forma-se a partir da reacção exotérmica entre o hidrogénio e o nitrogénio, à temperatura de $500\text{ }^\circ\text{C}$ e à pressão de 250 atm e na presença do catalisador magnetite (Fe_3O_4), segundo a equação química:



O esquema que se segue dá uma visão resumida sobre como decorre o processo de Haber-Bosch.

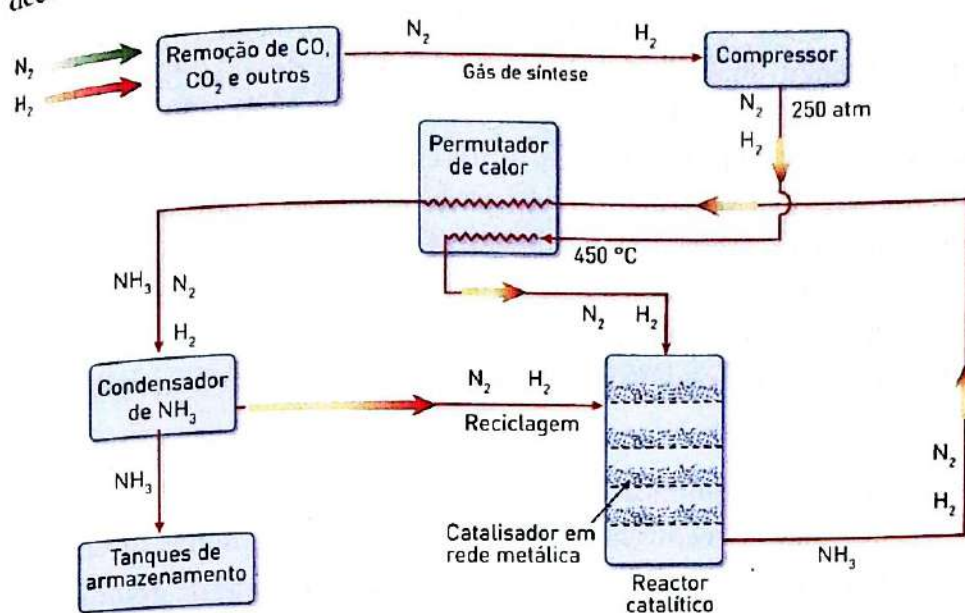


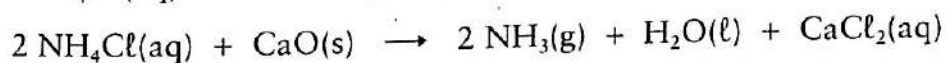
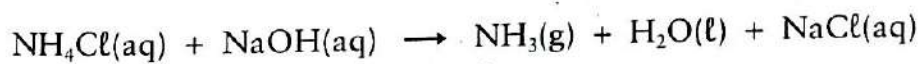
Fig. 18 – Esquema da produção de amoníaco pelo processo de Haber-Bosch.

Apesar de complicado, o processo de obtenção do amoníaco é reversível e relativamente barato, pois utiliza como matéria-prima o metano (gás natural) e o ar atmosférico.

Assim, o hidrogénio molecular é obtido pela decomposição térmica do metano, enquanto o nitrogénio molecular é obtido a partir da destilação do ar atmosférico líquido. Estes dois gases reagem entre si dando origem ao amoníaco.

Apesar dos elevados benefícios trazidos pela produção de amoníaco é necessário reconhecer que nem todas as consequências desta nova produção foram benéficas. Por exemplo, a produção de gases asfixiantes conduziu ao desenvolvimento da guerra química.

No laboratório, o amoníaco pode ser obtido a partir da reacção entre sais de amónio e hidróxidos ou óxidos básicos.



O amoníaco pode ser identificado pelo seu cheiro característico. No entanto, o melhor método para identificá-lo é aproximando uma vareta de vidro humedecida com ácido clorídrico concentrado à fonte de produção do amoníaco, onde se observa a formação de uma neblina esbranquiçada de cloreto de amónio. Este fenómeno é traduzido pela seguinte equação química:

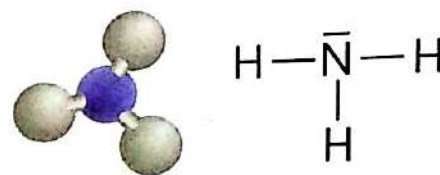
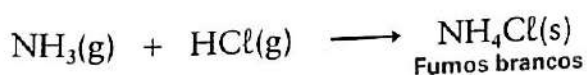


Fig. 19 – Molécula de amoníaco (NH_3).

► Propriedades físicas e químicas do amoníaco

Propriedades físicas

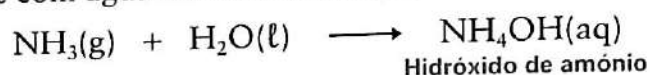
O amoníaco é um gás incolor, de cheiro sufocante, lembrando a urina. É muito solúvel em água – a 20 °C, 100 g de água dissolvem 53 g de amoníaco. Este facto é facilmente explicado porque ambas as substâncias (NH_3 e H_2O) são polares (não te esqueças que semelhante dissolve semelhante). A solubilidade do amoníaco em água diminui com o aumento da temperatura.

O amoníaco apresenta pontos de fusão e de ebulição baixos (– 77,8 °C e – 33,4 °C, respectivamente) e é menos denso do que o ar, por isso deve ser recolhido num tubo de ensaio com abertura virada para baixo.

Propriedades químicas

O amoníaco é relativamente activo, reagindo com muitas substâncias.

- Reage com água formando solução de hidróxido de amónio:

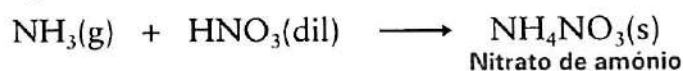


O carácter básico desta solução é devido a presença dos iões OH^- , responsáveis pelas propriedades básicas. Este carácter básico pode ser confirmado com a utilização de indicadores.

- Reage com o oxigénio e arde (combustível), produzindo uma chama de coloração verde-pálida devido à presença de nitrogénio e água:



- Reage com ácidos formando sais de amónio:



Os sais de amónio são substâncias cristalinas iónicas. Neles ocorre a ligação iónica. O cloreto de amónio, NH_4Cl , o sulfato de amónio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, e o nitrato de amónio, NH_4NO_3 , são exemplos de sais de amónio muito comuns nos **fertilizantes** à base de nitrogénio. A partir deles pode obter-se o amoníaco. Estas reacções servem para identificar o ião de amónio, NH_4^+ , em sais contendo este catião.



Fig. 20 – A maioria dos produtos de limpeza possuem amoníaco.

► Aplicações do amoníaco

O amoníaco líquido é um excelente adubo, pois é facilmente assimilado pelas plantas. Ele é também usado na produção de ácido nítrico, explosivos, hidrazina e combustível para foguetes, plásticos, produtos de limpeza, nitrato de amónio, sulfato de amónio, ureia, etc.



Fig. 21 – A produção de plásticos envolve, muitas vezes, o uso do amoníaco.

4.2. Óxidos de nitrogénio

Apesar de os gases oxigénio e nitrogénio existirem na atmosfera, entre eles não ocorre nenhuma reacção nas condições normais de pressão e temperatura. Porém, como já vimos anteriormente, durante as tempestades estes dois elementos reagem entre si formando o monóxido de nitrogénio, NO, que facilmente reage com o oxigénio e se transforma em dióxido de nitrogénio, NO₂.

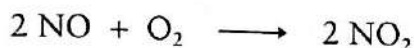
Além de NO e NO₂, o nitrogénio forma mais óxidos com o oxigénio: monóxido de dinitrogénio, N₂O, trióxido de dinitrogénio, N₂O₃, e pentóxido de dinitrogénio, N₂O₅. No entanto, para o nosso estudo iremos dar mais atenção ao monóxido e dióxido de nitrogénio.

O monóxido de nitrogénio, NO, é um gás incolor, tóxico, pouco solúvel em água – a 0 °C, 1 L de H₂O dissolve apenas 0,07 L de NO.

O monóxido de nitrogénio pode ser obtido pela oxidação catalítica do amoníaco:

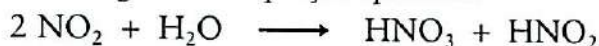


Como vimos anteriormente, o monóxido de nitrogénio reage facilmente com o oxigénio formando o dióxido de nitrogénio segundo a equação química:

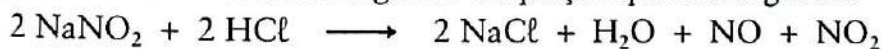


Estas duas reacções são bastante importantes no processo de produção do ácido nítrico.

O dióxido de nitrogénio é um gás de coloração castanha, com cheiro forte e venenoso. A sua inalação provoca irritação das vias respiratórias. É solúvel em água com a qual reage formando os ácidos nítrico e nitroso segundo a equação química:



O NO₂ é obtido no laboratório a partir da reacção entre o nitrato de sódio e o ácido clorídrico segundo a equação química seguinte:



4.3. Ácidos de nitrogénio, HNO₂ e HNO₃, e respectivos sais

O nitrogénio forma, então, dois ácidos: o ácido nitroso, HNO₂, e o ácido nítrico, HNO₃.

O ácido nitroso é um ácido instável que ao ser aquecido decompõe-se segundo a equação química:



O ácido nitroso forma sais designados de **nitritos**. O nitrato de sódio, NaNO₂, e o nitrato de amónio, NH₄NO₂, são exemplos de sais do ácido nitroso.

Os nitritos são sais do ácido nitroso.

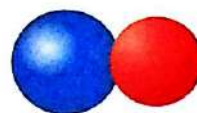


Fig. 22 – Molécula de monóxido de nitrogénio (NO).

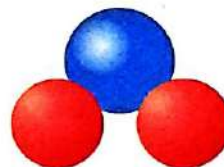
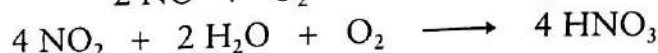
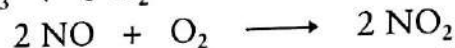
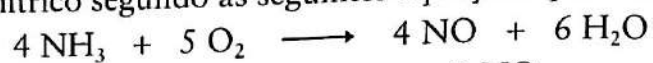


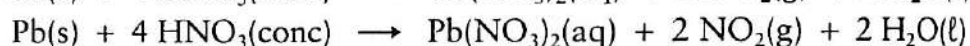
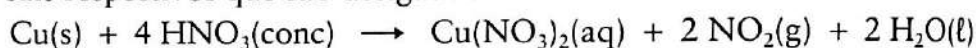
Fig. 23 – Molécula de dióxido de nitrogénio (NO₂).

O ácido nítrico é o ácido nitrogenado mais importante e é obtido industrialmente pelo **processo de Ostwald** a partir da oxidação catalítica do amoníaco, que conduz à formação de dióxido de nitrogénio que por sua vez reage com a água na presença do oxigénio para formar o ácido nítrico segundo as seguintes equações químicas:



O ácido nítrico é um líquido incolor, mais denso que a água. Ao ser exposto ao ar, à semelhança do ácido clorídrico, “fuma” pois os seus vapores formam com a água da atmosfera gotículas de nevoeiro.

O ácido produzido industrialmente tem uma concentração de cerca de 60% e é transportado em tanques de aço resistentes aos ácidos, porque este ácido é um oxidante muito forte e reage com quase todos os metais, excepto o ouro e a platina. O cobre e o chumbo são exemplos de metais que reagem com o ácido nítrico, formando os sais respectivos que são designados de **nitratos**.



Os nitratos são sais do ácido nítrico.

Quando o ácido está diluído obtém-se monóxido de nitrogénio em vez de dióxido de nitrogénio.

O ácido nítrico também reage com não-metais, como o carbono, oxidando-os.

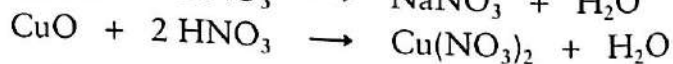
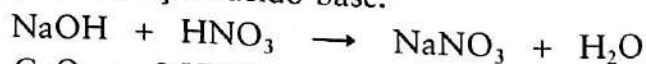


As reacções do ácido nítrico tanto com metais como com não-metais são reacções redox.

O ácido nítrico é muito corrosivo, isto é, provoca queimaduras na pele.

O ácido nítrico concentrado decompõe-se lentamente sob a influência da luz, libertando NO_2 , que confere a cor amarelada ao ácido. Por ser instável sob a acção da luz, é geralmente guardado em frascos de vidro escurecido e em ambientes com pouca luz. Deve-se evitar a inalação dos vapores deste ácido porque é tóxico.

O ácido nítrico também reage com bases e óxidos básicos formando um sal e água. Tais reacções ocorrem com transferência de protões, isto é, são reacções ácido-base.



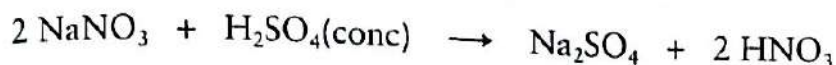
As reacções do ácido nítrico com bases e com óxidos básicos são reacções com transferência de protões, isto é, são reacções ácido-base.



Fig. 24 – Ácido nítrico.

Actualmente, a produção mundial de ácido nítrico ultrapassa os milhões de toneladas por ano.

No laboratório, o ácido nítrico é obtido pelo aquecimento de nitrato de sódio com ácido sulfúrico concentrado:



Aplicações do ácido nítrico e seus sais

Grande parte do ácido nítrico produzido (2/3 da sua produção) aplica-se na produção de fertilizantes. Cerca de 20% é usado na produção de explosivos como a dinamite, muito usada nas pedreiras. O ácido nítrico é também usado na produção de corantes, plásticos, tintas, vernizes e medicamentos.

Os nitratos de sódio e potássio (NaNO_3 e KNO_3) são utilizados como adubos e aplicam-se também no fabrico de vidro e na indústria alimentícia para a conservação de alimentos. O nitrato de amónio (H_4NO_3) é usado como adubo e como explosivo, pois forma misturas explosivas com as substâncias combustíveis.

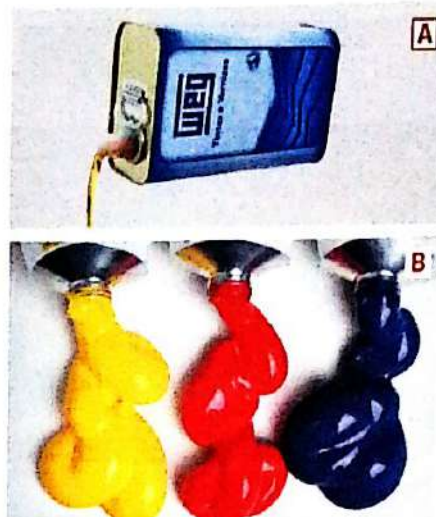


Fig. 25 - Aplicações do ácido nítrico: (A) vernizes e (B) tintas.



Fig. 26 - O ácido nítrico e o nitrato de amónio são usados nos explosivos.

Actividades

- Por que razão o nitrogénio só reage com o hidrogénio a altas temperaturas e pressões?
- Escreve a equação da reacção acertada entre o nitrogénio e o hidrogénio.
- Por que razão a reacção de produção industrial do amoníaco é uma reacção redox? Como são as ligações químicas na molécula de amoníaco?
- Por que razão uma solução amoniacal torna rosa a solução do indicador fenolftaleína e torna azul a solução do indicador universal?
- Da reacção entre o amoníaco e ácidos ou soluções ácidas formam-se sais de amónio. Formula as equações das reacções entre o amoníaco e o:
 - ácido sulfúrico;
 - ácido nítrico;
 - ácido clorídrico;
 - ácido fosfórico.
- Escreve a equação da reacção entre o cloreto de amónio e o hidróxido de sódio.
- Escreve a equação da reacção de decomposição térmica do cloreto de amónio.
- O carbonato de amónio é aplicado como aditivo no fermento em pó. Escreve a equação da reacção de decomposição térmica do carbonato de amónio.
- Um dos compostos de nitrogénio mais usados na indústria é o amoníaco.
 - Menciona duas aplicações do amoníaco.
 - Escreve a equação química de obtenção industrial do amoníaco e diz qual é o tipo de reacção quanto ao efeito térmico.
- Por que razão o nitrogénio reage com o oxigénio sob acção de descargas eléctricas mas não reage em condições normais de pressão e temperatura?
- Escreve as fórmulas dos óxidos de nitrogénio nos quais o nitrogénio apresenta os estados de oxidação + 1, + 2, + 3, + 4 e + 5.
- Classifica as seguintes afirmações de verdadeiras (V) ou falsas (F).
 - O amoníaco líquido é um adubo mineral ácido porque é facilmente absorvido pelas plantas.
 - A solução aquosa de amoníaco apresenta propriedades básicas devido a presença de iões hidrogénio (H^+).
 - O amoníaco líquido é um gás incolor, de cheiro sufocante semelhante a urina e é pouco solúvel em água.
 - O amoníaco líquido é um adubo mineral básico facilmente absorvido pelas plantas.
 - As soluções aquosas de amoníaco apresentam propriedades básicas devido à presença de iões OH^- .
- O sulfato de amónio é um fertilizante muito importante. Qual é o volume de amoníaco necessário para produzir uma tonelada deste fertilizante pela reacção do amoníaco com o ácido sulfúrico?
- Escreve as equações das reacções que conduzem à formação do ácido nítrico a partir do amoníaco.
- Compara os estados de oxidação do nitrogénio nos seguintes compostos: amoníaco, monóxido de nitrogénio, dióxido de nitrogénio, cloreto de amónio, nitrito de amónio, ácido nítrico e nitrato de amónio.

5. Fósforo e seus compostos



Fig. 27 - Fósforo branco.



Fig. 28 - Fósforo vermelho.

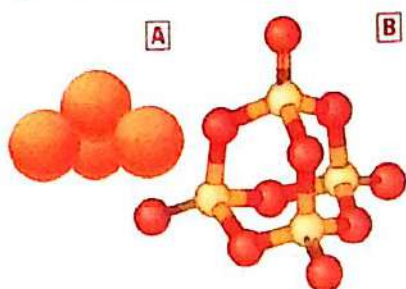


Fig. 29 - (A) Molécula de fósforo (P_4); (B) moléculas de fósforo ligadas entre si.



Fig. 30 - Apatite.



Fig. 31 - O fósforo está presente: (A) no sangue; (B) na fruta e (C) nas sementes.

O fósforo é também um não-metal, porém é sólido e apresenta duas formas importantes.

O fósforo branco, que é extremamente venenoso – uma dose de 0,1 mg de vapor pode ser fatal –, é insolúvel em água, logo, deve ser armazenado submerso neste solvente, mas é solúvel em sulfureto de carbono. O fósforo branco é muito reactivo. A sua reacção com o oxigénio do ar é violenta, chegando a inflamar. A combustão do fósforo branco ocorre mesmo na escuridão e produz uma luminescência a que também se dá o nome de fosforescência. Em contacto com a pele ele provoca queimaduras graves.

Além do fósforo branco existe o fósforo vermelho, que é uma das formas alotrópicas deste elemento. O fósforo vermelho forma-se por aquecimento do fósforo branco a uma temperatura de 180°C na ausência de ar. O fósforo vermelho é menos reactivo, não se dissolve em sulfureto de carbono e não é venenoso. Pelas suas excelentes propriedades é usado na indústria fosforeira na produção de fósforos. O fósforo vermelho inflama-se apenas a 260°C e é um pó vermelho com uma estrutura não bem definida (amorfa).

Contrariamente ao que acontece com o nitrogénio, o fósforo forma moléculas com mais de dois átomos. Na verdade, ele forma moléculas de quatro átomos, P_4 .

5.1. Ocorrência do fósforo na Natureza

O elemento fósforo foi descoberto em 1669 pelo alquimista H. Brand. O seu nome teve origem na palavra grega *phosphoros* que significa “portador de luz”.

Na Natureza o fósforo ocorre sob a forma de minerais. Tais minerais são sais do ácido fosfórico. Dos compostos naturais de fósforo, o mais importante é a apatite, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, mineral muito comum.

Os compostos de fósforo são também essenciais às plantas e animais incluindo o ser humano. Os frutos e as sementes bem como o sangue e o tecido nervoso contêm compostos do fósforo.

Boa parte do fósforo de que precisamos é ingerida quando nos alimentamos de peixe.

Os nossos ossos armazenam cerca de 750 g de fósforo sob a forma de fosfato de cálcio. A falta de fósforo provoca raquitismo nas crianças e nos adultos, tornando os seus ossos quebradiços.

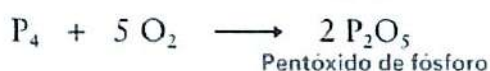
A produção de armas perigosas é uma das aplicações indesejáveis do fósforo. As armas de fósforo branco podem causar ferimentos e morte através de queimaduras profundas, inalação ou ingestão.

Uma exposição prolongada, sob qualquer forma, pode ser fatal, resultando em lesões dolorosas por queimadura química. Isto deve-se ao facto de a absorção do fósforo pelo organismo, através da área queimada, produzir danos no fígado, no coração, nos rins e, em alguns casos, conduz à falência múltipla dos órgãos. Além disso, essas queimaduras são particularmente perigosas porque o fósforo branco não pára de queimar até que seja completamente consumido, a não ser em ambiente sem oxigénio.

5.2. Óxidos, ácidos e sais de fósforo

Por ser extremamente reactivo, o fósforo livre reage directamente com muitas substâncias simples libertando grande quantidade de calor. Ele combina-se facilmente com o oxigénio, o enxofre, os halogéneos e muitos metais.

Da combustão do fósforo resultam dois óxidos:



Os óxidos formados são solúveis em água, com a qual reagem formando os respectivos ácidos, segundo as seguintes equações químicas:



O pentóxido de fósforo, P_2O_5 , é usado como um agente desidratante muito forte. Quando exposto ao ar ele absorve facilmente o vapor de água, transformando-se em ácido fosfórico, H_3PO_4 . Pode-se dizer que o pentóxido de fósforo é o anidrido do ácido fosfórico, enquanto o trióxido de fósforo é o anidrido do ácido fosforoso, H_3PO_3 .

O ácido fosfórico é o mais importante dos ácidos de fósforo. É usado principalmente na produção de adubos minerais à base de fósforo e no fabrico de medicamentos. O ácido fosfórico forma três tipos de sais:

- **fosfatos** – sais neutros (ex.: Na_3PO_4 – fosfato de sódio);
- **hidrogenofosfatos** – sais ácidos (ex.: Na_2HPO_4 – hidrogenofosfato de sódio);
- **di-hidrogenofosfatos** – sais ácidos (ex.: NaH_2PO_4 – di-hidrogenofosfato de sódio).



Fig. 32 – O peixe é um alimento muito rico em fósforo.



Fig. 33 – O fósforo branco é utilizado no fabrico de armas perigosas.

Actividades

1. Como se diferenciam as principais formas alotrópicas do fósforo?
2. A indústria fosforeira moçambicana produz palitos de fósforo.
 - a) Que forma alotrópica é usada para tal?
 - b) Numa caixa de fósforos onde se pode encontrar o fósforo?
 - c) Como é constituído o palito de fósforo que usas em casa?
3. Dos compostos que se seguem selecciona os que são sais do ácido fosfórico.

(A) CaSO_3	(B) K_2HPO_4
(C) KH_2PO_4	(D) NaNO_3
4. Escreve a equação da reacção que ocorre entre o ácido fosfórico e o hidróxido de sódio.
5. Escreve as equações das reacções que conduzem à formação do ácido fosfórico a partir do fósforo.
6. Quais são os problemas que advêm devido à falta de fósforo no organismo humano?
7. Compara os estados de oxidação do fósforo nos seguintes compostos: PH_3 , P_2O_5 , P_4O_{10} , H_3PO_3 , NaH_2PO_4 e H_3PO_4 .



Fig. 34 – Adubos.



Fig. 35 – Os adubos fazem com que as plantas cresçam mais saudáveis.

6. Fertilizantes ou adubos

Para crescerem saudáveis e com bons índices de produção, as plantas necessitam de diversos elementos químicos. Alguns desses elementos, como o carbono, o hidrogénio e o oxigénio, encontram-se disponíveis no meio ambiente e são directamente assimilados pelas plantas. Outros, como o nitrogénio, apesar de existir na atmosfera, não são directamente absorvidos pelas plantas, ou então o processo de absorção é muito lento. Aos elementos necessários, que são normalmente adicionados pelos agricultores às suas machambas e plantações para suprir as deficiências em nutrientes e aumentar a produtividade, chamamos fertilizantes ou adubos.

Fertilizantes ou adubos são compostos químicos necessários para suprir as deficiências em substâncias vitais à sobrevivência das plantas na agricultura. São aplicados com o intuito de melhorar a produção na agricultura.

Entre os diferentes nutrientes das plantas distinguem-se dois tipos: os **macronutrientes** e os **micronutrientes**.

Pertencem ao grupo dos **macronutrientes** o carbono, o hidrogénio, o oxigénio, o nitrogénio, o fósforo, o enxofre, o cálcio, o magnésio e o potássio. São nutrientes necessários ao organismo diariamente e em grandes quantidades.

Pertencem ao grupo dos **micronutrientes** o boro, o cobalto, o cobre, o ferro, o manganês, o molibdénio e o zinco. São nutrientes necessários para a manutenção do organismo, embora sejam requeridos em pequenas quantidades.

6.1. Classificação dos fertilizantes

Os fertilizantes podem ser classificados em:

- **Adubos minerais (químicos)** – são extraídos de minas e transformados em indústrias químicas. São directamente assimilados pelas plantas ou sofrem apenas pequenas transformações no solo para serem absorvidos. Podem conter apenas um elemento ou mais de um. Os principais elementos dos fertilizantes são: nitrogénio, fósforo e potássio.
- **Adubos orgânicos** – são resíduos animais ou vegetais. São de acção mais lenta que os minerais, pois necessitam de ser transformados em compostos inorgânicos antes de serem utilizados pelas plantas. Formam-se pela decomposição de folhas, do estrume, de animais mortos e de todos os outros tipos de resíduos pela acção das minhocas, bactérias e fungos existentes no solo. Deste processo resulta a formação de adubo natural, denominado **húmus**, rico em minerais para fertilizar o solo.



Fig. 36 – (A) Adubo mineral e (B) adubo orgânico (húmus).

PROJECTO 4

Produção de adubo orgânico por compostagem

Neste projecto, que deverás desenvolver sozinho ou com um grupo de colegas, podes consultar algumas pessoas que saibam um pouco de jardinagem ou de agricultura para ficares a conhecer o que é a técnica da compostagem. Precisas também de algum material que deverás definir de acordo com o adubo orgânico que pretendes preparar. Deverás depois preparar o material e produzir o adubo orgânico, testá-lo e depois descrever todo o processo na forma de um **portefólio**, que será depois apresentado à turma.

Sugestões:

- Atenção que o processo de preparação leva muito tempo, podendo ir até um mês ou mais.
- Antes de iniciares prepara um roteiro de actividades; o teu professor poderá ajudar na orientação.
- Usa o teu celular para tirar fotos de todo o processo e incluir no portefólio.
- Testa o teu adubo de modo comparativo, para tirares conclusões sobre a sua eficácia.
- Consulta alguns conceitos importantes tais como **adubo orgânico**, **compostagem** e **portefólio** na Internet antes de iniciares o projecto.

A utilização de adubos orgânicos tem sido muito incentivada pelos ambientalistas, pois este tipo de adubo não traz tantos riscos ao ambiente e possibilita a produção de alimentos saudáveis.

A produção agrícola baseada na aplicação de adubos naturais é denominada **agricultura orgânica** e apresenta as seguintes vantagens:

- Melhora a qualidade nutritiva e o sabor dos alimentos.
- Aumenta a produtividade do solo a longo prazo.
- Não contamina os agricultores e consumidores com agrotóxicos.
- Em suma, preserva o meio ambiente.

São exemplos de adubos orgânicos:

- O esterco de curral.
- Os **resíduos de matadouros** – ossos, sangue seco ou farinha de sangue (extraídos os ossos e gordura em tanques sob pressão), chifres e cascos.
- Os **resíduos oleaginosos** – subprodutos da indústria de óleos.
- A **adubação verde** – são cultivos que se praticam para serem enterrados no solo, geralmente leguminosas de enraizamento mais profundo.

Os adubos também podem ser classificados com base no nutriente constituinte:

- **Adubos nitrogenados** – contêm nitrogénio como, por exemplo, os nitratos de sódio e de potássio, o sulfato de amónio, o nitrato de amónio, o nitrato de cálcio ou a ureia.
- **Adubos fosfatados** – contêm fósforo como, por exemplo, a apatite, a fosforite, o superfosfato simples, duplo e triplo ou os ossos moídos.
- **Adubos potássicos** – contêm potássio como, por exemplo, o cloreto de potássio ou o sulfato de potássio.
- **Adubos mistos ou compostos** – contêm mais de um elemento nutritivo predominante (nitrogénio, fósforo e potássio).
- **Adubos calcários ou correctivos** – servem como nutriente, mas também como correctores do pH dos solos.



Fig. 37 – Adubação orgânica.



Fig. 38 – Resíduos oleaginosos.

Os adubos minerais mais importantes são os nitrogenados, os fosfatados e os potássicos.

O **nitrogénio** faz crescer as folhas, as raízes e os caules. Dá às plantas a cor verde característica, ajuda a formar a seiva elaborada e as colheitas são melhores. Sem nitrogénio as folhas tornam-se amarelas e a possibilidade de as plantas fazerem a fotossíntese reduz-se.



O **fósforo** ajuda no crescimento das raízes e na formação das flores e dos frutos.



O **potássio** ajuda a planta a resistir à seca e às doenças. Também ajuda na circulação de água.



Os adubos podem ainda ser classificados com base no seu efeito ácido, neutro ou básico. Consoante a sua composição, eles podem provocar acidez ou alcalinidade no solo. Assim, existem adubos:

- Ácidos como, por exemplo, o nitrato de amónio, a ureia, o sulfato de amónio e o fosfato de amónio.
- Alcalinos como, por exemplo, o carbonato de cálcio e a cianamida.
- Neutros como, por exemplo, o superfosfato e o cloreto de potássio.

Os adubos também podem ser misturados em quantidades determinadas obtendo-se desse modo os chamados **adubos compostos** – são aqueles que contêm quantidades diferentes dos principais nutrientes como, por exemplo, o nitrogénio, o fósforo e o potássio.

As embalagens dos adubos compostos indicam as quantidades dos elementos fertilizantes sempre na mesma ordem: nitrogénio, fósforo e potássio (NPK). A inscrição 28-14-14 na figura 39 indica que em cada 100 kg do produto existem 28 kg de nitrogénio, 14 kg de fósforo e 14 kg de potássio.



Fig. 39 – Adubo com inscrição NPK na embalagem.

6.2. Aplicação de fertilizantes

Os adubos podem ser aplicados através das folhas mediante pulverização manual ou mecanizada, chamada de adubação foliar via irrigação ou através do solo.

Antes de se aplicar qualquer tipo de fertilizante ou correctivo de solo, deve-se fazer uma análise química ao solo que permite saber se um solo deve ou não ser adubado para que, dessa forma, não haja desperdícios e compras desnecessárias. Por outro lado, o uso incorrecto dos fertilizantes pode acarretar perdas na produtividade devido ao uso não balanceado dos nutrientes (o excesso de um nutriente e a falta de outro pode deixar a planta muito susceptível a doenças).

6.3. Fases de aplicação dos adubos

Os adubos podem ser aplicados:

- **Antes da sementeira ou plantação.** Neste caso, o adubo pode ser espalhado pelo campo e enterrado com uma enxada ou uma charrua. Seguidamente faz-se a sementeira ou o plantio.
- **Ao mesmo tempo que se semeia ou se planta.** Aplica-se o adubo no fundo do buraco previamente cavado para a sementeira ou o plantio. O adubo não deve ficar em contacto directo com as plantas ou sementes.
- **Depois da germinação das sementes.**

A alimentação das plantas é feita através de duas fontes: da atmosfera e do solo. A partir do solo as plantas absorvem a água e os sais minerais dissolvidos, que constituem a seiva. A partir da atmosfera as plantas absorvem o dióxido de carbono (CO_2). Por acção da luz solar realiza-se a fotossíntese, que permite a síntese da seiva elaborada que alimenta a planta e promove o seu desenvolvimento.



Fig. 40 – Ciclo do nitrogénio.

6.4. Poluição do solo: quais as causas e efeitos e como preveni-la

Para aumentar a produção agrícola, os agricultores recorrem à utilização de adubos químicos e agrotóxicos.

Os adubos químicos são produtos químicos que melhoram o rendimento das áreas cultivadas ou recuperam os solos empobrecidos.

Os agrotóxicos são produtos químicos utilizados na agricultura para combater as pragas. São considerados agrotóxicos, por exemplo, os herbicidas, os insecticidas, os fungicidas, etc.

No entanto, os adubos químicos e os agrotóxicos, quando mal aplicados, são prejudiciais ao solo e ao ambiente. Isso acontece porque estes são geralmente solúveis em água e, em períodos de chuva, podem ser arrastados pelas correntes da água para os lagos e rios, poluindo-os. A utilização dessas substâncias requer muitos cuidados e responsabilidade, pois podem transformar áreas férteis em terras improdutivas e causar graves problemas à saúde humana.

Os principais problemas causados ao organismo humano são reacções alérgicas, lesões no fígado e nos rins, atrofiamento dos órgãos masculinos, desenvolvimento de tumores, etc.

Para minimizar esses problemas, recomenda-se:

- O treino das pessoas que usam esses produtos.
- A aplicação de doses correctas, seguindo rigorosamente as instruções dos rótulos.
- A utilização de equipamentos adequados (máscaras, luvas e botas).

Estas substâncias podem acumular-se nos legumes, frutas, etc., por isso debes lavar bem os alimentos antes de os consumir ou cozinhar.



Fig. 41 – Agrotóxicos.

Actividades

1. Escreve os símbolos e os nomes dos elementos do V grupo principal.
2. Estabelece a estrutura electrónica dos elementos nitrogénio, fósforo e arsénio e justifica por que razão esses elementos estão no mesmo grupo.
3. Escreve as fórmulas químicas de três compostos de nitrogénio e de dois compostos de fósforo onde os referidos elementos apresentam estados de oxidação - 3 e + 5, respectivamente.
4. Completa a seguinte tabela.

SUBSTÂNCIA	ESTADO DE AGREGAÇÃO	CARÁCTER METÁLICO/NÃO METÁLICO	CARÁCTER ÁCIDO/BÁSICO DAS SOLUÇÕES AQUOSAS DOS ÓXIDOS
Nitrogénio			
Fósforo		Não-metal	
Arsénio			
Antimónio		Semimetal	Solução fracamente ácida
Bismuto	Sólido	Metal	

5. Por que razão o fósforo e o nitrogénio são elementos essenciais à vida?
6. O que são adubos ou fertilizantes?
7. Qual é a diferença entre adubos químicos e adubos orgânicos?
8. Dá dois exemplos de adubos simples e de adubos compostos.
9. Qual é a diferença entre macronutrientes e micronutrientes? Apresenta exemplos concretos.
10. Aponta duas desvantagens e duas vantagens da aplicação de adubos químicos na agricultura.
11. Que problemas estão ligados à falta de nitrogénio, fósforo e potássio nas plantas?
12. O que significa a inscrição NPK 14-14-28, numa embalagem de adubo?
13. Estabelece a diferença entre adubos e agrotóxicos.
14. Que problemas advêm do mau uso de adubos e agrotóxicos na agricultura?

7. Reacções químicas reversíveis e equilíbrio químico

7.1. Reacções químicas reversíveis

Já deves ter com certeza observado no teu dia-a-dia que, por exemplo, quando se pulveriza de perfume, este propaga-se pelo ar à tua volta mas não regressa ao frasco, que as pessoas nascem, crescem, envelhecem e morrem ou que o ferro enferruja quando em contacto com o ar. Tais factos são designados de **irreversíveis**.

Assim, se esses factos forem processos químicos, como o caso do enferrujamento do ferro, podemos dizer que eles decorrem somente no sentido da transformação dos reagentes em produtos da reacção.

As reacções químicas que ocorrem num único sentido são designadas de **reacções irreversíveis**.

São exemplos de reacções químicas irreversíveis a queima do gás de cozinha, a reacção entre o oxigénio e o hidrogénio para formar água, a transformação da palha-d' aço em ferrugem, entre outras reacções que já conheces.

O que já aprendeste até este momento sobre o decorrer das reacções químicas baseou-se na suposição de que elas ocorrem até que um dos reagentes se esgote completamente. Porém, muitas reacções ocorrem sem que os reagentes se transformem completamente em produtos, ou seja, existem muitas reacções que decorrem em dois sentidos:

- no sentido directo, isto é, dos reagentes para os produtos e;
- no sentido inverso, isto é, dos produtos para os reagentes.

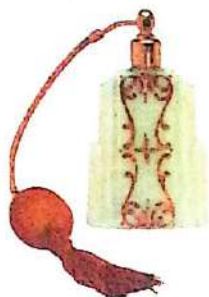
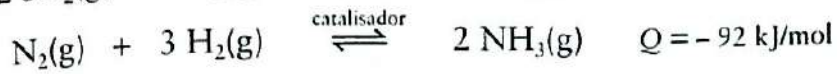


Fig. 42 - O perfume, ao ser usado, não se consegue recuperar - facto irreversível.



Fig. 43 - A combustão do gás de cozinha é uma reacção química irreversível.

Assim, pela reacção directa os reagentes formam os produtos e estes, por sua vez, voltam a formar os reagentes pela reacção inversa. São exemplos concretos de reacções químicas reversíveis a reacção de obtenção do trióxido de enxofre e a reacção de obtenção do amoníaco.



Genericamente pode-se representar uma reacção química reversível entre dois reagentes e dois produtos pela seguinte equação:



As duas setas (\rightleftharpoons) na equação mostram que decorrem simultaneamente duas reacções. Uma seta indica o sentido da reacção directa e a outra seta o sentido da reacção inversa.

Reacção reversível é toda a reacção que decorre nos dois sentidos: sentido directo, relacionado com a formação dos produtos, e sentido inverso, relacionado com a formação dos reagentes.

As reacções reversíveis também têm aplicação na técnica. Por exemplo, muitos aparelhos sensíveis à humidade são protegidos colocando-se substâncias higroscópicas para retirar a água. O sulfato de cobre anidro (CuSO_4), incolor, é uma substância muito usada para esse fim, pois facilmente retira água hidratando-se ($\text{CuSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) adquirindo a cor azul. Ao ser aquecido ele liberta a água tornando-se novamente incolor.

7.2. Equilíbrio químico

Repara com atenção nas figuras.



Fig. 44 – Ginastas em equilíbrio.

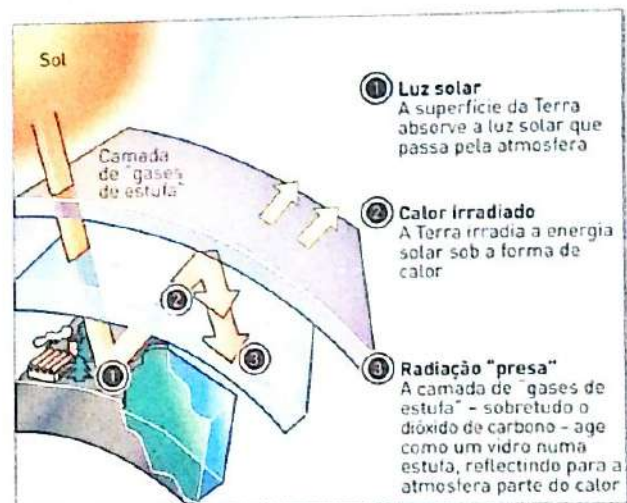


Fig. 45 – O efeito de estufa como forma de manter o equilíbrio da Terra.

Como podes verificar, o grupo de atletas de ginástica consegue manter-se em equilíbrio. Na Natureza existem também fenómenos, como o efeito de estufa, que têm como finalidade manter o equilíbrio, neste caso, da Terra.

Da Biologia sabes que muitos animais **atacam para se defenderem** e da Física também sabes que **a toda a acção corresponde uma reacção**.

A palavra **equilíbrio** é de origem latina e significa “nível igual dos pratos de uma balança”.

Para explicar o conceito de **equilíbrio químico** é importante perceber primeiro a reversibilidade das reacções químicas. Já vimos que reversibilidade é uma característica das reacções químicas e acontece quando temos duas reacções, uma directa e outra inversa, que ocorrem simultaneamente. Esta característica está associada às condições em que decorre a reacção como, por exemplo, a concentração, a pressão e a temperatura. Assim sendo, a maioria das reacções químicas tem a tendência a atingir um estado de equilíbrio, e, quase sempre, conseguem atingi-lo.

Graficamente, pode-se mostrar o decorrer de uma reacção através da variação da concentração dos reagentes e dos produtos ao longo do tempo, como mostra a figura 46.

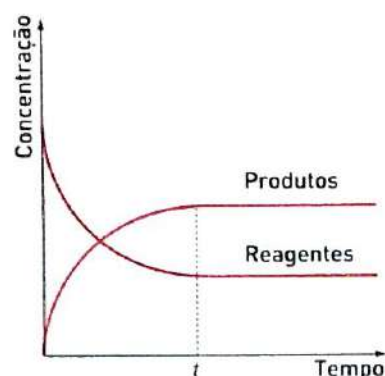


Fig. 46 – Variação da concentração em função do tempo.

Assim, a maioria das transformações químicas não decorre completamente e um equilíbrio de forças acaba por entrar em acção. O exemplo mais clássico em Química é o processo de Haber-Bosch de produção de amoníaco. Nesse processo, o nitrogénio gasoso reage com o hidrogénio gasoso formando o gás amoníaco a altas temperaturas e pressões e na presença do óxido de ferro que funciona como catalisador. Este processo é o único economicamente viável para a produção de amoníaco e traduz-se pela seguinte equação química:



A dupla seta indica-nos claramente que a reacção entre o hidrogénio e o nitrogénio acontece, formando o amoníaco, mas só até um determinado estágio, que é aquele em que a velocidade de formação do amoníaco se torna igual à velocidade de decomposição do amoníaco. Quando isso acontece diz-se que se atingiu o equilíbrio químico. Nessas condições, todas as espécies em equilíbrio passam a coexistir em números que não variam, apesar de o processo ser dinâmico. Macroscopicamente (a olho nu) a reacção parece ter terminado, mas microscopicamente não é isso que se verifica.

Em suma, o estado de equilíbrio químico é um estado dinâmico onde todos os reagentes coexistem com todos os produtos.

Na condição de equilíbrio químico, a concentração de cada uma das espécies não se altera, embora produtos e reagentes estejam a ser formados e decompostos a todo o tempo.

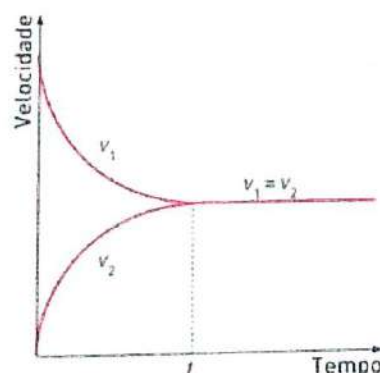


Fig. 47 – Variação da velocidade da reacção em função do tempo.

No estado de equilíbrio químico, a velocidade de formação dos produtos é igual à da sua decomposição em reagentes.

$$V_{\text{formação/decomposição dos produtos}} = V_{\text{decomposição/formação dos reagentes}}$$

Assim, o gráfico apresentado na figura 47 mostra que no equilíbrio químico as velocidades das reacções directa e inversa são iguais.

Num sistema em equilíbrio químico:

- A velocidade da reacção directa (v_{directa}) é igual à velocidade da reacção inversa (v_{inversa}).
- Os reagentes e os produtos são consumidos e formados constantemente, tornando o processo dinâmico.
- As concentrações dos reagentes e dos produtos são constantes.

7.3. Sistemas químicos e sua classificação

O conceito de sistema já deve ser teu conhecido. É muito comum ouvir dizer frases como “este sistema não funciona...” ou “o sistema bancário faliu...”.

Da Biologia já deves ter ouvido falar dos sistemas respiratório, circulatório, urinário, reprodutor, etc. Este termo é muito utilizado em todas as ciências sejam elas da natureza, sociais ou humanas.

No contexto da Química, um sistema é constituído por uma ou várias substâncias em reacção química, por exemplo, um tubo de ensaio aberto contendo magnésio a reagir com ácido clorídrico ou então um tubo de ensaio fechado contendo dióxido de nitrogénio (NO_2) acastanhado, que ao ser colocado em ambiente mais frio se transforma em tetróxido de dinitrogénio (N_2O_4), incolor, voltando a transformar-se em dióxido de nitrogénio se for novamente aquecido.

Um sistema é uma porção limitada do universo, considerada como um todo para efeito de estudo.

Os sistemas podem ser classificados, com base nas trocas possíveis entre eles e o meio que os rodeia, em:

- **Sistema aberto** – é um sistema onde ocorrem trocas de matéria e energia com o exterior. O exemplo do tubo de ensaio aberto contendo magnésio a reagir com ácido clorídrico representa perfeitamente esse tipo de sistemas químicos.
- **Sistema fechado** – é um sistema onde não ocorrem trocas de matéria com o exterior mas ocorrem trocas de energia. O exemplo do tubo de ensaio fechado contendo dióxido de nitrogénio, acastanhado, que ao ser colocado em ambiente mais frio se transforma em tetróxido de dinitrogénio, incolor, voltando a transformar-se em dióxido de nitrogénio se for novamente aquecido, serve para representar este tipo de sistemas.
- **Sistema isolado** – é um sistema onde não ocorrem trocas de matéria e de energia com o exterior. Um exemplo concreto é o da reacção de combustão do carbono num calorímetro. Um calorímetro é um aparelho que serve para medir o calor de uma reacção.



Fig. 48 – (A) Um copo com água é um sistema aberto; (B) um frasco de compota fechado hermeticamente é um sistema fechado; (C) uma garrafa-termo é uma aproximação a um sistema isolado.

7.4. Factores que influenciam o estado de equilíbrio químico e o princípio de Le Chatelier

É muito normal que todos nós queiramos ter sempre tudo sob o nosso controlo. Quando isso acontece nós experimentamos alegria e satisfação e em certa medida também ficamos sossegados, pois tudo está a correr-nos às mil maravilhas.

Para os químicos, cuja principal actividade é lidar com a matéria, as suas transformações e aplicações, é extremamente importante conhecer profundamente as reacções químicas e descobrir como controlá-las em seu benefício.

Como vimos anteriormente, as reacções reversíveis nunca conduzem ao consumo total dos reagentes, isto é, não decorrem com 100% de transformação de reagentes em produtos. Não achas que seria muito bom para a economia de qualquer processo de obtenção de uma dada substância importante se esta fosse obtida com um rendimento de 100%?

Isto tem preocupado muito os químicos, sobretudo quando se deparam com reacções cujo rendimento se situa abaixo dos 50%. Para melhorar o decorrer desse tipo de reacções é necessário conhecer profundamente as reacções reversíveis e os equilíbrios a elas ligados.

Assim, hoje sabe-se que, num dado sistema químico caracterizado por uma reacção reversível em equilíbrio, é possível melhorar o seu rendimento alterando uma ou mais propriedades que o caracterizam.

Tal alteração conduz ao deslocamento do equilíbrio. Isto é, as reacções directa e inversa podem ser influenciadas de modo que decorram com velocidades diferentes. Assim, alterando a velocidade da reacção directa ou inversa provoca-se uma modificação nas concentrações das substâncias em equilíbrio.

As alterações do estado de equilíbrio, em consequência das alterações físicas ou químicas dos sistemas, foram estudadas pelo químico francês Henry Louis Le Chatelier. Foi com base nos seus estudos que ele formulou o famoso “princípio de Le Chatelier”, que diz o seguinte:

Quando um sistema está em equilíbrio e sofre alguma perturbação, seja ela por variação de pressão, de concentração (de reagentes ou produtos) ou de temperatura, o sistema tenderá a retornar ao estado de equilíbrio, a partir da diminuição do efeito provocado pela perturbação.



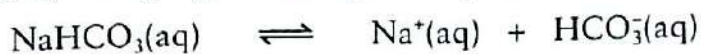
Fig. 49 – Henry Louis Le Chatelier.

Os factores que afectam o estado de equilíbrio químico são:

- a concentração;
- a pressão;
- a temperatura.

► Efeito da variação da concentração no deslocamento do estado de equilíbrio

Vejam os então o que acontece quando variamos a concentração. Tomemos como exemplo uma reacção muito vulgar, característica do bicarbonato de sódio, NaHCO_3 , muito usado em culinária. Como deves calcular, este sal é muito solúvel em água formando o ião hidrogenocarbonato, HCO_3^- , segundo a seguinte equação de dissociação:



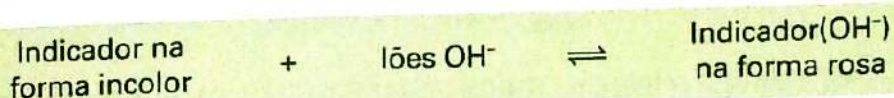
O ião HCO_3^- reage com a água segundo a seguinte equação reversível que atinge o equilíbrio:



O ácido carbónico, $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$, é instável e decompõe-se facilmente em dióxido de carbono, CO_2 , e água, H_2O :



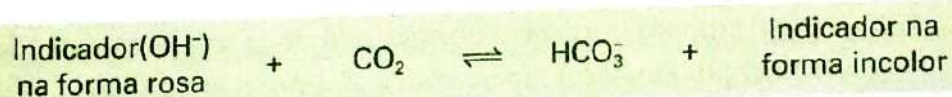
Como podes notar, pela reacção do ião HCO_3^- com a água forma-se o ião hidróxido e no equilíbrio estão presentes todos os reagentes e produtos da reacção. Se adicionarmos a esta solução um indicador, por exemplo, a fenolftaleína, que é incolor em meio neutro e ácido e é rosa em meio básico, ela torna-se rosa devido à presença dos iões OH^- .



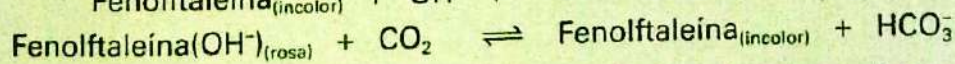
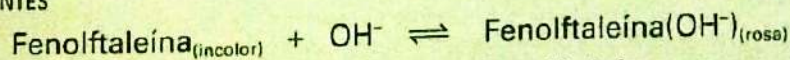
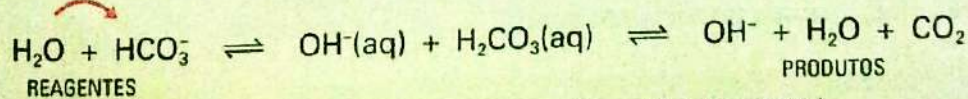
Se adicionarmos dióxido de carbono à solução ela fica incolor devido à reacção deste com os iões OH^- :



Isto é, os iões OH^- são consumidos ocorrendo a formação do ião HCO_3^- (com carácter ácido). Como sabes, em meio neutro e ácido a fenolftaleína torna-se incolor. Por essa razão a cor da solução passa de rosa a incolor.



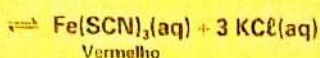
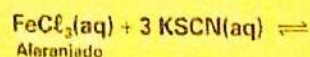
Podemos resumir da seguinte forma:



Pode-se notar que a introdução de mais CO_2 (produto) no sistema leva à produção de HCO_3^- (reagente), isto é, provoca um deslocamento do equilíbrio no sentido da formação dos reagentes.

Actividades

Observa a seguinte reacção reversível em equilíbrio:



- Explica o que acontece quando se aumenta a concentração de KSCN .
- Explica o que acontece quando se aumenta a concentração de KCl .
- Explica o que acontece quando se aumenta a concentração de FeCl_3 .



Fig. 50 – Ao abrir a lata de refrigerante liberta-se o dióxido de carbono nele dissolvido.

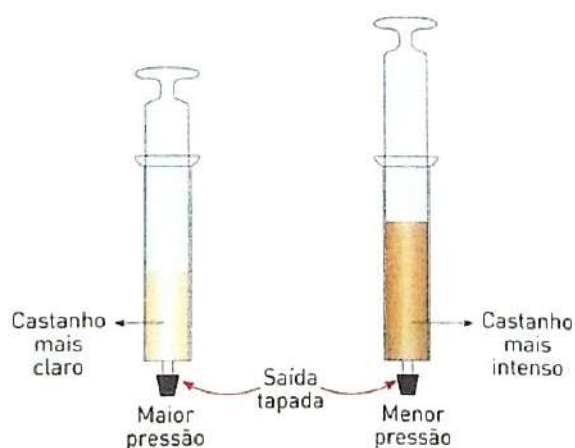


Fig. 51 – Variação da pressão no equilíbrio entre NO_2 e N_2O_4 .

E como seria se aumentássemos a concentração do HCO_3^- ? Neste caso, formar-se-ia OH^- , H_2O e CO_2 .

Então, podemos afirmar que:

O aumento da concentração de um dos produtos da reacção provoca o deslocamento do equilíbrio no sentido da formação dos reagentes. O aumento da concentração de um dos reagentes provoca o deslocamento do equilíbrio no sentido da formação dos produtos.

► Efeito da variação da pressão no deslocamento do estado de equilíbrio

Para verificar o efeito da variação da pressão precisamos de uma reacção na qual participem gases. Do dia-a-dia tu conheces algumas delas. Sabes, por exemplo, que quando abres uma garrafa ou uma lata de refrigerante o gás carbónico dissolvido liberta-se. Isto deve-se ao facto de termos perturbado o equilíbrio instalado nela, por diminuição da pressão.

O exemplo da reacção de equilíbrio entre os gases dióxido de nitrogénio, NO_2 , de cor castanha, e o tetróxido de dinitrogénio, N_2O_4 , incolor, é também muito elucidativo.



Observando a equação química acima, verifica-se que existem 2 moles de NO_2 para 1 mole de N_2O_4 , isto é, 2 moles de reagente para 1 mole de produto.

Se a mistura estiver dentro de uma seringa fechada, ao aumentarmos a pressão sobre o sistema deslocando o êmbolo para diminuir o seu volume, a coloração castanha desaparece. A reação que ocorre é a de formação de N_2O_4 , incolor, que é no sentido do menor número de moles gasosas, ou seja, o equilíbrio desloca-se no sentido directo.

Diminuindo a pressão do sistema, deslocando o êmbolo para aumentar o seu volume, ocorre o aparecimento da coloração castanha típica do NO_2 , isto é, o equilíbrio desloca-se no sentido inverso, que corresponde à reacção que ocorre com formação de maior número de moles gasosas.

Assim podemos concluir que no caso das reacções nas
quais participam gases;

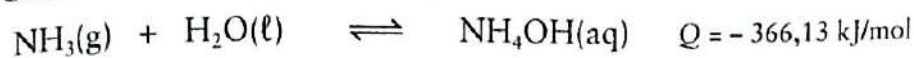
A diminuição da pressão favorece o sentido da reacção no qual há maior quantidade de substância gasosa, isto é, maior número de moles gasosas, que corresponde a um maior volume.

O aumento da pressão favorece o sentido da reacção em que há menor quantidade de substância gasosa, isto é, menor número de moles gasosas, que corresponde a um menor volume.

Se o número de moles gasosas for igual nos reagentes e nos produtos da reacção, a variação da pressão não influencia o equilíbrio químico.

► Efeito da variação da temperatura no deslocamento do estado de equilíbrio

Considera a seguinte equação química:



O amoníaco em solução aquosa transforma-se em hidróxido de amónio que torna rosa a solução alcoólica de fenolftaleína, uma vez que apresenta propriedades básicas devido à presença do ião OH^- .

Resultados experimentais baseados nesta reacção reversível mostram que o aumento da temperatura do sistema favorece a formação dos reagentes (NH_3 e H_2O), levando ao desaparecimento da coloração rosa, pois a concentração do hidróxido de amónio (NH_4OH) diminui. Como a reacção de formação do hidróxido de amónio é exotérmica, conclui-se que o aumento de temperatura deste tipo de reacções desloca o equilíbrio no sentido da absorção de energia, neste caso, no sentido inverso. Quando diminui a temperatura do sistema a reacção dá-se no sentido da libertação de energia – o sentido directo (formação dos produtos).

Contrariamente, se uma reacção for endotérmica, o aumento da temperatura favorece a evolução da reacção no sentido da absorção de energia, neste caso, no sentido directo, enquanto a diminuição da temperatura favorece a evolução da reacção no sentido inverso.

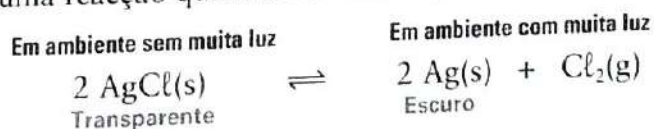
7.5. Aplicações das reacções de equilíbrio químico no quotidiano

Existem muitos estados de equilíbrio presentes no nosso dia-a-dia, quer em fenómenos físicos quer biológicos ou químicos.

Exemplos diversos de equilíbrio químico podem ser verificados no nosso quotidiano, tais como:

• Óculos fotocromáticos

Os óculos fotocromáticos são óculos que possuem lentes que mudam de cor conforme a intensidade luminosa, ou seja, quando uma pessoa que usa este tipo de óculos está num local com pouca luz, as lentes são praticamente incolores, mas quando está num local com muita luz, as lentes tendem a ficar com uma coloração escura. Isso deve-se a uma reacção química reversível que ocorre nas lentes:



Os cristais de cloreto de prata (AgCl) existentes na lente dão-lhe uma aparência transparente, enquanto a prata metálica (Ag) dá-lhe uma aparência escura.

Assim, devido à sensibilidade à luz dos cristais de AgCl , especialmente à ultravioleta que só está presente na luz directa do Sol, quando esta lhes incide ocorre uma reacção química que separa o halogéneo,



Fig. 52 – Óculos fotocromáticos.

Actividades

- As soluções aquosas de Co^{2+} são cor-de-rosa. Quando se colocam estas soluções a reagir com iões Cl^- elas tornam-se violetas devido à formação do composto $[\text{CoCl}_4]^{2-}$. Esta reacção é reversível.
 - Escreve a equação acertada da reacção reversível.
 - Sabendo que a reacção directa é favorecida pelo aumento da temperatura, diga qual é a cor que aparece quando arrefecemos o sistema?
- As soluções aquosas de Cu^{2+} são azuis. Quando se colocam estas soluções a reagir com iões Cl^- elas tornam-se verdes devido à formação do composto $[\text{CuCl}_4]^{2-}$. Esta reacção é reversível.
 - Escreve a equação acertada da reacção reversível.
 - Sabendo que a reacção inversa está ligada à formação da substância de cor azul, qual é a cor que se acentua quando aumentamos a concentração dos iões Cl^- ?
 - Sendo a reacção de formação do $[\text{CuCl}_4]^{2-}$ endotérmica, explica como farias para produzir mais este composto sem introduzir nem tirar do sistema nenhuma substância.
- Selecciona as afirmações correctas.
 - A combustão do gás de cozinha é um processo irreversível.
 - Num sistema fechado ocorre a troca de matéria e de energia com o ambiente.
 - Quando se atinge o estado de equilíbrio químico as concentrações dos reagentes e dos produtos são sempre iguais.
 - Um sistema químico em equilíbrio é dinâmico porque os produtos são consumidos e formados constantemente.

transformando-o em gás. O outro produto desta reacção é a prata metálica que não é mais transparente, formando uma espécie de pontinhos escuros no meio do vidro. Os milhares e milhares de pontinhos juntos formam a coloração desses óculos que escurecem automaticamente no sol. Já o gás de halogéneo não escapa, pois está preso no vidro da lente.

• Refrigerantes

Dentro de uma garrafa de refrigerante, ocorre a reacção reversível de transformação do ácido carbónico (H_2CO_3) em água (H_2O) e dióxido de carbono (CO_2):

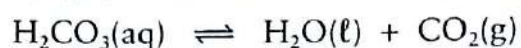


Fig. 53 – Refrigerantes.

Esta é uma reacção que está em equilíbrio químico, ou seja, à medida que ocorre a decomposição, também ocorre a formação de ácido carbónico. Assim sendo, pode dizer-se que se trata de uma reacção que representa um estado de equilíbrio e que sofre influência da variação da temperatura, da pressão e da concentração.

Como sabes, quando abrimos uma garrafa de refrigerante, ocorre uma diminuição da pressão no interior do sistema (garrafa ou lata), ocorrendo um deslocamento do equilíbrio no sentido de maior número de moléculas gasosas, ou seja, no sentido da formação dos produtos (directo).

O estado de equilíbrio desta reacção também pode ser deslocado pela variação da temperatura, ou seja, se aquecermos um pouco de refrigerante num recipiente adequado, ocorrerá a libertação de gás, neste caso, o CO_2 . Logo, esta reacção é endotérmica, pois aumentando a temperatura o equilíbrio desloca-se no sentido directo.

Neste exemplo, nas duas situações, provocamos um deslocamento do equilíbrio químico, que provoca no refrigerante uma modificação no seu gosto. De certeza que já deves ter notado que quando um refrigerante fica algum tempo aberto, acaba por ficar com um gosto diferente. Isto acontece devido ao facto de ter ocorrido libertação de CO_2 .

Estes dois exemplos do nosso quotidiano, lentes fotocromáticas e refrigerantes, não são os únicos. Também ocorrem processos caracterizados pelo equilíbrio químico nos nossos pulmões, nas nossas células, entre outros. Todos eles são abrangidos pelo princípio de Le Chatelier. Este princípio pode ser enunciado de uma forma mais simplificada:

Quando se aplica uma perturbação a um sistema em equilíbrio, o sistema tende a provocar um reajuste para diminuir as influências da perturbação.

ou

Sempre que a alteração imposta favorecer a formação dos produtos, diz-se que o equilíbrio se deslocará para a direita, no sentido da reacção directa, e sempre que a alteração imposta favorecer a formação de reagentes, diz-se que o equilíbrio se deslocará para a esquerda, no sentido da reacção inversa.

Actividades

1. A reacção de obtenção do amoníaco a partir dos seus elementos é reversível.

- Escreve a equação da referida reacção e acerta-a.
- Considerando o equilíbrio químico desta reacção, indica como se desloca o equilíbrio se:
 - aumentarmos a pressão no sistema;
 - aumentarmos o volume do sistema.
- Sabendo que a reacção directa é exotérmica, o que acontece se aumentarmos a temperatura do sistema.

2. Selecciona as frases correctas.

- Diz-se que um sistema está em equilíbrio quando as velocidades das reacções directa e inversa são iguais.
- Os factores que afectam o estado de equilíbrio de uma reacção química são emocionais e financeiros.
- As alterações do estado de equilíbrio foram estudadas por Mendeleiev.
- A lei que caracteriza as alterações do estado de equilíbrio é designada por princípio de Le Chatelier.

RESUMO

Os elementos **nitrogénio** (N), **fósforo** (P), **arsénio** (As), **antimónio** (Sb) e **bismuto** (Bi) formam o **V grupo principal** da Tabela Periódica dos elementos. Os seus respectivos átomos possuem cinco electrões na última camada, conferindo propriedades semelhantes a estes elementos.

A variação gradual das propriedades dos elementos deve-se à diferença gradual do número de camadas electrónicas que os elementos apresentam.

O **nitrogénio** é uma **molecula diatómica** muito estável e quimicamente inerte à temperatura ambiente. Ele é um dos elementos mais abundantes na Terra onde ocorre na forma livre, constituindo cerca de 78% do volume do ar atmosférico, e na forma combinada, formando os tecidos animal e vegetal.

Os compostos mais importantes de nitrogénio são: o amoníaco (NH_3), o ácido nítrico (HNO_3) e os nitratos (sais do ácido nítrico).

O nitrogénio pode ser obtido na indústria a partir da destilação fraccionada do ar líquido e no laboratório a partir da reacção entre solução de amónio e de nitrito de sódio.

O **amoníaco** (NH_3) é um gás incolor de cheiro sufocante, muito solúvel em água. A solução aquosa de amoníaco apresenta propriedades básicas e muda a cor de indicadores. É obtido na indústria num forno de contacto, pelo processo de Haber-Bosch. A reacção é reversível, isto é, ocorre em equilíbrio químico.

O **ácido nítrico** (HNO_3) é obtido na indústria pelo processo de Ostwald e é usado em grande escala na produção de adubos químicos. O ácido nítrico é muito corrosivo, isto é, provoca queimaduras na pele.

O **fósforo** também é um não-metal, porém é sólido e apresenta duas formas importantes: o fósforo branco e o fósforo vermelho. O fósforo branco é extremamente venenoso.

Tal como o nitrogénio, o fósforo é também essencial às plantas e aos animais incluindo o ser humano. Os frutos e as sementes bem como o sangue e o tecido nervoso contêm compostos de fósforo. A falta de fósforo provoca raquitismo nas crianças e nos adultos tornando os seus ossos quebradiços.

Tanto o nitrogénio como o fósforo formam compostos usados como adubos ou fertilizantes, que aliados aos sais de potássio são importantes para a agricultura.

Fertilizantes ou **adubos** são compostos químicos necessários para suprir as deficiências em substâncias vitais à sobrevivência das plantas na agricultura. São aplicados com o intuito de melhorar a produção na agricultura.

Os adubos podem ser classificados em **minerais (químicos)** e **orgânicos**.

Os adubos químicos mais importantes são os azotados, os fosfatados e os potássicos. Estes quando mal aplicados contaminam o solo, a água, os vegetais e os animais.

As reacções químicas podem decorrer somente num único sentido ou em dois sentidos opostos. As reacções químicas que ocorrem num único sentido são designadas de reacções **irreversíveis**.

Uma reacção **reversível** é toda a reacção que decorre nos dois sentidos: no sentido **directo**, relacionado com a formação dos **produtos**, e no sentido **inverso**, relacionado com a formação dos **reagentes**.

Equilíbrio químico é um estado dinâmico de uma reacção reversível no qual **as velocidades das reacções directa e inversa são iguais**.

Num **sistema em equilíbrio químico** a velocidade da reacção directa (v_{directa}) é igual à velocidade da reacção inversa (v_{inversa}); os reagentes e os produtos são consumidos e formados constantemente, tornando o processo dinâmico; as concentrações dos reagentes e dos produtos são constantes.

Os factores que afectam o equilíbrio químico são a **temperatura**, a **pressão** e a **concentração** (dos reagentes e dos produtos da reacção).

As alterações do estado de equilíbrio de um sistema foram estudadas pelo químico francês **Le Chatelier**.

O estudo do equilíbrio químico é muito importante para melhorar o rendimento das reacções que não decorrem completamente no sentido da formação dos produtos.

Agora vou experimentar

► EXPERIÊNCIA 1

1A) Obtenção laboratorial de azoto a partir da combinação do oxigénio do ar com o cobre metálico

MATERIAIS/REAGENTES:

- Tubo de ensaio com abertura lateral de 90°
- Tina hidropneumática ou bacia
- Tubo colector
- Bomba de ar
- Adaptadores
- Mangueira de borracha ou tubo de vidro curvo
- Bico de Bunsen ou lamparina de álcool
- Solução saturada de cloreto de amónio
- Água da torneira
- Cobre metálico

PROCEDIMENTO:

1. Montar a aparelhagem de produção e recolha de gases.
2. Colocar no tubo de ensaio com abertura lateral de 90° 10 mL de solução saturada de cloreto de amónio.
3. Aquecer o cobre até à incandescência e bombear devagar o ar para dentro do tubo de ensaio.
4. Recolher o gás formado usando o tubo colector, fechando-o com a tampa logo que esteja completamente cheio.
5. Anotar as observações efectuadas.

1B) Obtenção laboratorial de azoto a partir da reacção do nitrito de sódio com o cloreto de amónio

MATERIAIS/REAGENTES:

- Tubo de ensaio com abertura lateral de 90°
- Mangueira de borracha ou tubo de vidro curvo
- Tina hidropneumática ou bacia
- Tubo colector
- Adaptadores
- Funil de decantação
- Solução saturada de cloreto de amónio
- Solução saturada de nitrito de sódio
- Água da torneira

PROCEDIMENTO:

1. Montar a aparelhagem de produção e recolha de gases.
2. Colocar no tubo de ensaio com abertura lateral de 90° 10 mL de solução saturada de cloreto de amónio.
3. Deixar gotejar a solução saturada de nitrito de sódio contida no funil de decantação sobre a solução de cloreto de amónio (se for necessário aquecer levemente o tubo de reacção e retirar imediatamente a fonte de aquecimento mal a reacção iniciar).
4. Recolher o gás formado usando um tubo colector, fechando-o com a tampa logo que esteja completamente cheio.
5. Anotar as observações efectuadas.

1C) Propriedades do nitrogénio

PROCEDIMENTO:

1. Fazer a prova da combustibilidade usando um tubo com nitrogénio produzido na experiência 1A.
2. Fazer a prova da densidade usando dois tubos com nitrogénio produzido na experiência 1A.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Por que razão o nitrogénio produzido na experiência 1A não pode ser considerado puro?
2. Em que estado de oxidação se encontra o nitrogénio nos reagentes da experiência 1B?
3. Compara a densidade do nitrogénio em relação ao ar atmosférico.
4. Porque é que o pavio aceso se apaga na presença do nitrogénio?
5. Que conclusões tiras das experiências realizadas?

► EXPERIÊNCIA 2**OBTENÇÃO LABORATORIAL E PROPRIEDADES DO AMONÍACO**

Atenção: O amoníaco é um gás incolor de cheiro sufocante, provoca uma sensação picante nos olhos e lágrimas, por isso, deve evitar-se a sua libertação durante a produção. Para tal aproveita-se a sua boa solubilidade em água.

MATERIAIS/REAGENTES:

- Tubo de ensaio com abertura lateral de 90°
- Tubo de vidro curvo
- Vareta de vidro
- Tubo de ensaio ou balão de Erlenmeyer
- Espátula
- Funil de decantação
- Hidróxido de sódio ou de cálcio
- Solução de cloreto de amónio
- Ácido clorídrico concentrado
- Indicador (papel de tornasol ou fenolftaleína)

PROCEDIMENTO A:

1. Montar a aparelhagem de produção de gases.
2. Introduzir no tubo de ensaio com abertura lateral de 90° uma espátula de NaOH ou Ca(OH)₂.
3. Deixar gotejar a solução de cloreto de amónio sobre o hidróxido através do funil de decantação.
4. Recolher o gás produzido num tubo de ensaio ou balão de Erlenmeyer contendo água.
5. Testar o carácter químico da solução obtida usando indicadores (papel de tornasol ou fenolftaleína).
6. Anotar todas as observações.

PROCEDIMENTO B:

1. Triturar num almofariz um cristal de NH₄Cl e outro cristal de NaOH ou Ca(OH)₂.
2. Identificar o amoníaco obtido pelo seu cheiro característico ou colocando no papel de tornasol um pouco dessa mistura ou ainda aproximando uma vareta humedecida em HCl concentrado.

► EXPERIÊNCIA 3**OBTENÇÃO DE NO₂ PELA REACÇÃO DO NITRITO DE SÓDIO COM O ÁCIDO CLORÍDRICO**

Atenção: O NO e o NO₂ são tóxicos. A experiência deve ser realizada no nicho (*hotte*) e com a ajuda do professor.

MATERIAIS/REAGENTES:

- Tubo de ensaio grande e adaptadores para seringa ou pompete
- Tubo de ensaio pequeno e respectiva tampa
- Seringa ou pompete
- Nitrito de sódio
- Água gelada
- Ácido clorídrico
- Água quente

PROCEDIMENTO:

1. Montar a aparelhagem para a obtenção do dióxido de nitrogénio a partir do nitrito de sódio e do ácido clorídrico.
2. Recolher o dióxido de nitrogénio num tubo de ensaio pequeno e tapá-lo.
3. Colocar o tubo de ensaio alternadamente em água quente e água fria e observar.
4. Registar as observações e tirar as devidas conclusões.

► EXPERIÊNCIA 4

CARACTERÍSTICAS DE UMA REACÇÃO REVERSÍVEL (CuSO_4 E CuSO_4 HIDRATADO)

Atenção: O fogo queima por isso tome muito cuidado. Esta experiência deve ser realizada na presença do professor.

MATERIAIS/REAGENTES:

- Colher de combustão ou colher de chá com cabo de madeira
- Sulfato de cobre penta-hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$)
- Bico de Bunsen ou lamparina de álcool
- Copo de Becker ou garrafa de plástico

PROCEDIMENTO:

1. Colocar 1 g (uma colher de chá) de sulfato de cobre penta-hidratado de cor azul na colher de combustão.
2. Aquecer a colher de combustão até que a chama se torne incolor.
3. Deixar arrefecer e transferir para um copo de Becker ou garrafa de plástico seca. Adicionar algumas gotas de água.
4. Anotar todas as observações e tirar as devidas conclusões.

► EXPERIÊNCIA 5

EFEITO DA VARIAÇÃO DA CONCENTRAÇÃO NO DESLOCAMENTO DO ESTADO DE EQUILÍBRIO

5A) Reacção de uma solução de bicarbonato de sódio com o indicador fenolftaleína e com CO_2

PROCEDIMENTO:

1. Estudar cautelosamente o texto das páginas 181-182.
2. Procurar elaborar um guião para esta experiência.
3. Apresentar o guião à tua turma.
4. Realizar a experiência e tirar as devidas conclusões.

5B) Reacção do cloreto de ferro(III) com o tiocianato de potássio

MATERIAIS/REAGENTES:

- Tubos de ensaio (4)
- Conta-gotas (4)
- Copos de Becker pequenos (4)
- Solução de tiocianato de potássio
- Solução de cloreto de ferro(III)
- Solução saturada de cloreto de potássio

PROCEDIMENTO:

1. Enumerar os 4 tubos de ensaio.
2. Enumerar os 4 copos de Becker e colocar neles a solução de cloreto de ferro(III) (1), a solução de tiocianato de potássio (2) e a solução saturada de cloreto de potássio (3).
3. Colocar 10 mL da solução de cloreto de ferro(III) e 10 mL da solução de tiocianato de potássio num outro copo de Becker (4).
4. Distribuir a solução assim obtida pelos 4 tubos de ensaio.
5. O primeiro tubo de ensaio servirá como padrão de comparação. Adicionar ao segundo tubo algumas gotas da solução de cloreto de ferro(III), ao terceiro tubo algumas gotas da solução de tiocianato de potássio e ao quarto tubo algumas gotas da solução de cloreto de potássio.
6. Anotar as observações.

RESPONDE ÀS SEGUINTE QUESTÕES:

1. Qual é a cor da solução de cloreto de ferro(III)?
2. Qual é a cor da solução de tiocianato de potássio?
3. Qual é a cor da solução de cloreto de potássio?
4. Qual é a cor da solução que se forma no copo de Becker 4?
5. O que acontece quando se adiciona cloreto de ferro(III) à solução do tubo 2?
6. O que acontece quando se adiciona tiocianato de potássio à solução do tubo 3?
7. O que acontece quando se adiciona cloreto de potássio à solução do tubo 4?
8. Justifica o comportamento das soluções nos tubos 2, 3 e 4 após adicionares os reagentes já indicados.
9. Tira as devidas conclusões sobre esta experiência.

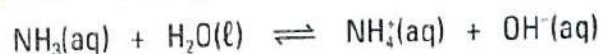
► EXPERIÊNCIA 6**EFEITO DA VARIAÇÃO DA PRESSÃO NO DESLOCAMENTO DO ESTADO DE EQUILÍBRIO****6A) Deslocamento do equilíbrio químico numa lata de refrigerante****MATERIAIS/REAGENTES:**

- Latas de refrigerantes cheias (3)
- Banho-maria
- Congelador

PROCEDIMENTO:

1. Colocar uma lata de refrigerante no congelador e outra em banho-maria a 50 °C.
2. Depois de congelada, retirar a lata do congelador.
3. Abrir as três latas e observar atentamente o que acontece com cada uma delas.
4. Preencher a seguinte tabela com base nas observações efectuadas.

Lata	Descrição do fenómeno após abertura
Normal	
Aquecida	
Congelada	

► EXPERIÊNCIA 7**EFEITO DA VARIAÇÃO DA TEMPERATURA NO DESLOCAMENTO DO ESTADO DE EQUILÍBRIO****7A) Deslocamento do equilíbrio na solução de hidróxido de amónio****MATERIAIS/REAGENTES:**

- Tubo de ensaio pequeno
- Solução de fenolftaleína
- Banho gelado
- Água destilada
- Micropipeta
- Banho-maria
- Amoníaco

PROCEDIMENTO:

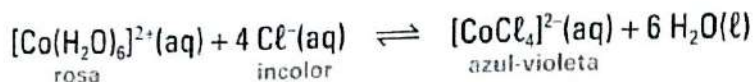
1. Preparar, num tubo de ensaio, 5 mL de uma solução 1 M de amoníaco em água destilada.
2. Adicionar uma a duas gotas de solução de fenolftaleína. (Lembra-te que a fenolftaleína é um indicador ácido-base que em soluções básicas é rosa e em soluções neutras ou ácidas é incolor.)
3. Tapar o tubo de ensaio e aquecê-lo em banho-maria. Observar.
4. Retirar o tubo de ensaio do banho-maria e resfriá-lo num banho gelado. Observar.
5. Registar todas as observações e tirar as devidas conclusões.

7B) Reacções de soluções aquosas de iões cobalto(II) e ácido clorídrico**MATERIAIS/REAGENTES:**

- Tubos de ensaio pequenos (4)
- Ácido clorídrico concentrado 1 M
- Água quente e gelada
- Micropipeta
- Cloreto de cobalto 0,25 M

Pesquisa e apresenta um breve comentário sobre os aspectos toxicológicos e cuidados de manuseamento para os seguintes reagentes:

- Cloreto de cobalto
- Ácido clorídrico concentrado

PROCEDIMENTO:

As espécies $\text{Co}^{2+}(\text{aq})$ e $[\text{CoCl}_4]^{2-}(\text{aq})$ apresentam cores contrastantes, logo, a intensidade das cores rosa e azul em solução são proporcionais às concentrações molares de Co^{2+} e $[\text{CoCl}_4]^{2-}$. Então, quando o sistema for submetido a uma acção externa, poder-se-á observar o deslocamento deste equilíbrio pela alteração da cor.

1. Preparar 4 tubos de ensaio limpos e numerados e colocar em todos eles 10 gotas da solução aquosa de cloreto de cobalto 0,25 M. Adicionar gota a gota HCl 1 M aos tubos 2 e 3 até que as soluções nesses tubos tenham uma cor azul-violeta.
2. Usar o tubo 1 como padrão de cor, não lhe adicionando mais nada para além da solução de cloreto de cobalto.
3. Aquecer o tubo 2 num copo com água quente da torneira.
4. Arrefecer o tubo 3 num copo contendo gelo ou água gelada.
5. Inverter os procedimentos acima, isto é, arrefecer o tubo 2 e aquecer o tubo 3.
6. Aquecer e arrefecer o tubo 1 (padrão).
7. Comparar as cores das soluções quando aquecidas e arrefecidas com o padrão e registá-las na tabela abaixo.

Tubo	Cor inicial	Cor aquecido	Cor arrefecido
1			
2			
3			

8. Indicar no quadro a seguir as alterações nas concentrações (usando as expressões a negrito: **nenhuma variação**, **diminuição** ou **aumento** da concentração) que ocorreram com cada espécie envolvida no equilíbrio durante o aquecimento e o arrefecimento.

Tubo	Concentração de $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}(\text{aq})$	Concentração de $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$	Concentração de $[\text{CoCl}_4]^{2-}(\text{aq})$
1			
2 arrefecido			
2 aquecido			
3 arrefecido			
3 aquecido			

9. Colocar, gota a gota, 5 gotas de solução de HCl 1 M à solução do tubo 4. Observar atentamente e registar as observações.

RESPONDE ÀS SEGUINTEs QUESTÕES:

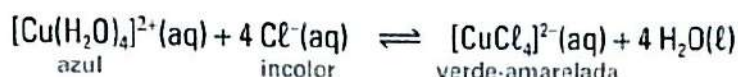
1. Interpreta todos os resultados em termos de deslocamento do equilíbrio.
2. O que se pretendeu demonstrar com os procedimentos executados nos tubos 2 e 3?
3. O que se pretendeu demonstrar com o procedimento executado no tubo 4?
4. Quais são os produtos da reacção exotérmica?
5. Quais são os produtos da reacção endotérmica?
6. Como se comporta o tubo-padrão quando aquecido e arrefecido? Justifica a tua resposta.

7C) Reacções de soluções aquosas de iões cobre(II) com ácido clorídrico

MATERIAIS/REAGENTES:

- Tubos de ensaio pequenos (4)
- Micropipeta
- Solução de nitrato de cobre(II) 0,25 M
- Ácido clorídrico concentrado 1 M
- Água quente e gelada

PROCEDIMENTO:



As espécies $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ e $[\text{CuCl}_4]^{2-}(\text{aq})$ apresentam cores diferentes, logo, a intensidade das cores azul e verde-amarelada em solução são proporcionais às concentrações molares de Cu^{2+} e $[\text{CuCl}_4]^{2-}$. Então, quando o sistema for submetido a uma acção externa poder-se-á observar o deslocamento deste equilíbrio pela alteração da cor.

1. Preparar 4 tubos de ensaio limpos e numerados e colocar em todos eles 10 gotas da solução aquosa de nitrato de cobre(II) 0,25 M. Adicionar gota a gota HCl 1 M aos tubos 2 e 3 até que as soluções nesses tubos tenham uma cor verde-amarelada.
2. Usar o tubo 1 como padrão de cor, não lhe adicionando nada para além da solução de nitrato de cobre(II).
3. Aquecer o tubo 2 num copo com água da torneira quente.
4. Arrefecer o tubo 3 num copo contendo gelo ou água gelada.
5. Inverter os procedimentos acima, isto é, arrefecer o tubo 2 e aquecer o tubo 3.
6. Aquecer e arrefecer o tubo 1 (padrão).
7. Comparar as cores das soluções quando aquecidas e arrefecidas com o padrão e registá-las na tabela abaixo.

Tubo	Cor inicial	Cor aquecido	Cor arrefecido
1			
2			
3			

8. Indicar no quadro a seguir as alterações nas concentrações (usando as expressões a negrito: **nenhuma variação**, **diminuição** ou **aumento** da concentração) que ocorreram com cada espécie envolvida no equilíbrio durante o aquecimento e o arrefecimento.

Tubo	Concentração de $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}(\text{aq})$	Concentração de $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$	Concentração de $[\text{CuCl}_4]^{2-}(\text{aq})$
1			
2 arrefecido			
2 aquecido			
3 arrefecido			
3 aquecido			

9. Colocar, gota a gota, 5 gotas de solução de HCl 1 M à solução do tubo 4. Observar atentamente e registar as observações.

RESPONDE ÀS SEGUINTEs QUESTÕES:

1. Interpreta todos os resultados em termos de deslocamento do equilíbrio.
2. O que se pretendeu demonstrar com os procedimentos executados nos tubos 2 e 3?
3. Quais são os produtos da reacção exotérmica?
4. Quais são os produtos da reacção endotérmica?
5. Como se comporta o tubo-padrão quando aquecido e arrefecido? Justifica a tua resposta.

Material de Laboratório de Química

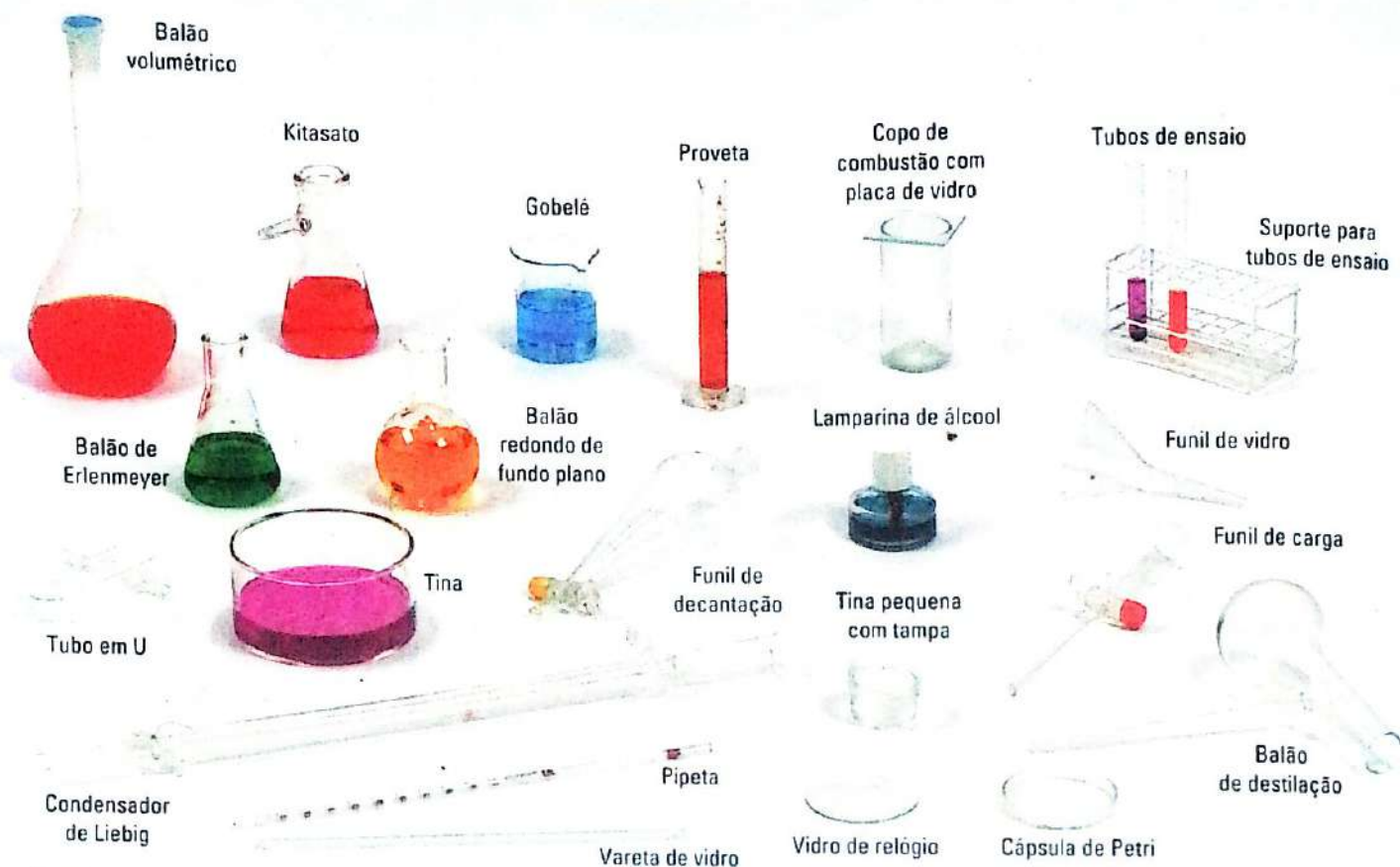


Tabela Periódica dos Elementos

Distribuição electrónica por níveis de energia

Massa atómica (¹)

Nome

N.º atómico (²)

Configuração electrónica

Símbolo químico (³)

(¹) Massas atómicas relativas ao átomo de carbono-12 e recomendadas pela IUPAC em 2010. Para elementos sem núcleos estáveis os valores apresentados entre parêntesis rectos [] indicam o número de massa do isótopo mais estável desse elemento

Grupo 1	1.008 H 1 Hidrogénio	Grupo 2	6.94 Li 3 Lítio	9.012 Be 4 Berílio	Grupo 3	44.96 Sc 21 Escândio	47.87 Ti 22 Titânio	50.94 V 23 Vanádio	52.00 Cr 24 Cromo	54.94 Mn 25 Manganês	55.85 Fe 26 Ferro	58.93 Co 27 Cobalto	58.69 Ni 28 Níquel	63.55 Cu 29 Cobre	65.38 Zn 30 Zinco	69.72 Ga 31 Gálio	72.63 Ge 32 Germânio	74.92 As 33 Ársenio	78.96 Se 34 Selénio	79.90 Br 35 Bromo	83.80 Kr 36 Cripton																																																																																																																																																																																																																																																							
1.º Período	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20																																																																																																																																																																																																																																																								
2.º Período	2 He 4.003 Hélio	3 Li 6.94 Lítio	4 Be 9.012 Berílio	5 B 10.81 Boro	6 C 12.01 Carbono	7 N 14.007 Azoto	8 O 15.999 Oxigénio	9 F 19.00 Fluor	10 Ne 20.18 Neón	11 Na 22.99 Sódio	12 Mg 24.35 Magnésio	13 Al 26.98 Alumínio	14 Si 28.085 Silício	15 P 30.97 Fósforo	16 S 32.06 Enxofre	17 Cl 35.45 Cloro	18 Ar 39.95 Argon	19 K 39.10 Potássio	20 Ca 40.08 Cálcio	21 Sc 44.96 Escândio	22 Ti 47.87 Titânio	23 V 50.94 Vanádio	24 Cr 52.00 Cromo	25 Mn 54.94 Manganês	26 Fe 55.85 Ferro	27 Co 58.93 Cobalto	28 Ni 58.69 Níquel	29 Cu 63.55 Cobre	30 Zn 65.38 Zinco	31 Ga 69.72 Gálio	32 Ge 72.63 Germânio	33 As 74.92 Ársenio	34 Se 78.96 Selénio	35 Br 79.90 Bromo	36 Kr 83.80 Cripton																																																																																																																																																																																																																																									
3.º Período	11 Na 22.99 Sódio	12 Mg 24.35 Magnésio	13 Al 26.98 Alumínio	14 Si 28.085 Silício	15 P 30.97 Fósforo	16 S 32.06 Enxofre	17 Cl 35.45 Cloro	18 Ar 39.95 Argon	19 K 39.10 Potássio	20 Ca 40.08 Cálcio	21 Sc 44.96 Escândio	22 Ti 47.87 Titânio	23 V 50.94 Vanádio	24 Cr 52.00 Cromo	25 Mn 54.94 Manganês	26 Fe 55.85 Ferro	27 Co 58.93 Cobalto	28 Ni 58.69 Níquel	29 Cu 63.55 Cobre	30 Zn 65.38 Zinco	31 Ga 69.72 Gálio	32 Ge 72.63 Germânio	33 As 74.92 Ársenio	34 Se 78.96 Selénio	35 Br 79.90 Bromo	36 Kr 83.80 Cripton																																																																																																																																																																																																																																																		
4.º Período	19 K 39.10 Potássio	20 Ca 40.08 Cálcio	21 Sc 44.96 Escândio	22 Ti 47.87 Titânio	23 V 50.94 Vanádio	24 Cr 52.00 Cromo	25 Mn 54.94 Manganês	26 Fe 55.85 Ferro	27 Co 58.93 Cobalto	28 Ni 58.69 Níquel	29 Cu 63.55 Cobre	30 Zn 65.38 Zinco	31 Ga 69.72 Gálio	32 Ge 72.63 Germânio	33 As 74.92 Ársenio	34 Se 78.96 Selénio	35 Br 79.90 Bromo	36 Kr 83.80 Cripton	37 Rb 85.47 Rubídio	38 Sr 87.62 Estrôncio	39 Y 88.91 Ítrio	40 Zr 91.22 Zircónio	41 Nb 92.91 Níobio	42 Mo 95.96 Moibdénio	43 Tc [98] Técnetio	44 Ru 101.1 Ruténio	45 Rh 102.9 Ródio	46 Pd 106.4 Paládio	47 Ag 107.9 Prata	48 Cd 112.4 Cádmio	49 In 114.8 Índio	50 Sn 118.7 Estanho	51 Sb 121.8 Antimônio	52 Te 127.6 Telúrio	53 I 126.9 Iodo	54 Xe 131.3 Xenão																																																																																																																																																																																																																																								
5.º Período	37 Rb 85.47 Rubídio	38 Sr 87.62 Estrôncio	39 Y 88.91 Ítrio	40 Zr 91.22 Zircónio	41 Nb 92.91 Níobio	42 Mo 95.96 Moibdénio	43 Tc [98] Técnetio	44 Ru 101.1 Ruténio	45 Rh 102.9 Ródio	46 Pd 106.4 Paládio	47 Ag 107.9 Prata	48 Cd 112.4 Cádmio	49 In 114.8 Índio	50 Sn 118.7 Estanho	51 Sb 121.8 Antimônio	52 Te 127.6 Telúrio	53 I 126.9 Iodo	54 Xe 131.3 Xenão	55 Cs 132.9 Césio	56 Ba 137.3 Bário	57 La 138.9 Lantânio	58 Ce 140.1 Célio	59 Pr 140.9 Praseodímio	60 Nd 144.2 Neodímio	61 Pm [145] Promécio	62 Sm 150.4 Samarítio	63 Eu 152.0 Európio	64 Gd 157.3 Gadolínio	65 Tb 158.9 Térbio	66 Dy 162.5 Disprósio	67 Ho 164.9 Hólmio	68 Er 167.3 Erbóio	69 Tm 168.9 Tulio	70 Yb 173.054 Íterbio	71 Lu 174.9668 Lutécio																																																																																																																																																																																																																																									
6.º Período	55 Cs 132.9 Césio	56 Ba 137.3 Bário	57 La 138.9 Lantânio	58 Ce 140.1 Célio	59 Pr 140.9 Praseodímio	60 Nd 144.2 Neodímio	61 Pm [145] Promécio	62 Sm 150.4 Samarítio	63 Eu 152.0 Európio	64 Gd 157.3 Gadolínio	65 Tb 158.9 Térbio	66 Dy 162.5 Disprósio	67 Ho 164.9 Hólmio	68 Er 167.3 Erbóio	69 Tm 168.9 Tulio	70 Yb 173.054 Íterbio	71 Lu 174.9668 Lutécio	72 Hf 178.5 Háfnio	73 Ta 180.9 Tântalo	74 W 183.8 Tungsténio	75 Re 186.2 Rénio	76 Os 190.2 Ósmio	77 Ir 192.2 Írídio	78 Pt 195.1 Platina	79 Au 197.0 Ouro	80 Hg 200.6 Mercúrio	81 Tl 204.38 Talio	82 Pb 207.2 Chumbo	83 Bi 209.0 Bismuto	84 Po [209] Polónia	85 At [210] Ástato	86 Rn [222] Radão																																																																																																																																																																																																																																												
7.º Período	87 Fr [223] Frâncio	88 Ra [226] Rádio	89 Ac [227] Actínio	90 Th 232.0 Tório	91 Pa 231.0 Protactínio	92 U 238.0 Urânio	93 Np [237] Neptúlio	94 Pu [244] Plutónio	95 Am [243] Americio	96 Cm [247] Cúrio	97 Bk [247] Berquélio	98 Cf [251] Califórnia	99 Es [252] Einsteinio	100 Fm [257] Férmio	101 Md [258] Mendelevio	102 No [259] Nóblio	103 Lr [262] Lawréncio	104 Rf [261] Rutherfordio	105 Db [268] Dubnío	106 Sg [266] Seabórgio	107 Bh [272] Bohrio	108 Hs [277] Hássio	109 Mt [276] Meitnério	110 Ds [281] Darmstádio	111 Rg [280] Roentgénio	112 Cn [285] Copernício	113 Nh [284] Nihónio	114 Fl [289] Fleróvio	115 Uup [288] Ununpécio	116 Lv [293] Livermório	117 Ts [294] Tenessio	118 Og [294] Oganessio	119 Nh [295] Nihónio	120 Ds [295] Darmstádio	121 Nh [296] Nihónio	122 Ds [296] Darmstádio	123 Nh [297] Nihónio	124 Ds [298] Darmstádio	125 Nh [299] Nihónio	126 Ds [301] Darmstádio	127 Nh [304] Nihónio	128 Ds [307] Darmstádio	129 Nh [310] Nihónio	130 Ds [311] Darmstádio	131 Nh [312] Nihónio	132 Ds [315] Darmstádio	133 Nh [318] Nihónio	134 Ds [321] Darmstádio	135 Nh [324] Nihónio	136 Ds [327] Darmstádio	137 Nh [330] Nihónio	138 Ds [333] Darmstádio	139 Nh [336] Nihónio	140 Ds [339] Darmstádio	141 Nh [342] Nihónio	142 Ds [345] Darmstádio	143 Nh [348] Nihónio	144 Ds [351] Darmstádio	145 Nh [354] Nihónio	146 Ds [357] Darmstádio	147 Nh [360] Nihónio	148 Ds [363] Darmstádio	149 Nh [366] Nihónio	150 Ds [369] Darmstádio	151 Nh [372] Nihónio	152 Ds [375] Darmstádio	153 Nh [378] Nihónio	154 Ds [381] Darmstádio	155 Nh [384] Nihónio	156 Ds [387] Darmstádio	157 Nh [390] Nihónio	158 Ds [393] Darmstádio	159 Nh [396] Nihónio	160 Ds [399] Darmstádio	161 Nh [402] Nihónio	162 Ds [405] Darmstádio	163 Nh [408] Nihónio	164 Ds [411] Darmstádio	165 Nh [414] Nihónio	166 Ds [417] Darmstádio	167 Nh [420] Nihónio	168 Ds [423] Darmstádio	169 Nh [426] Nihónio	170 Ds [429] Darmstádio	171 Nh [432] Nihónio	172 Ds [435] Darmstádio	173 Nh [438] Nihónio	174 Ds [441] Darmstádio	175 Nh [444] Nihónio	176 Ds [447] Darmstádio	177 Nh [450] Nihónio	178 Ds [453] Darmstádio	179 Nh [456] Nihónio	180 Ds [459] Darmstádio	181 Nh [462] Nihónio	182 Ds [465] Darmstádio	183 Nh [468] Nihónio	184 Ds [471] Darmstádio	185 Nh [474] Nihónio	186 Ds [477] Darmstádio	187 Nh [480] Nihónio	188 Ds [483] Darmstádio	189 Nh [486] Nihónio	190 Ds [489] Darmstádio	191 Nh [492] Nihónio	192 Ds [495] Darmstádio	193 Nh [498] Nihónio	194 Ds [501] Darmstádio	195 Nh [504] Nihónio	196 Ds [507] Darmstádio	197 Nh [510] Nihónio	198 Ds [513] Darmstádio	199 Nh [516] Nihónio	200 Ds [519] Darmstádio	201 Nh [522] Nihónio	202 Ds [525] Darmstádio	203 Nh [528] Nihónio	204 Ds [531] Darmstádio	205 Nh [534] Nihónio	206 Ds [537] Darmstádio	207 Nh [540] Nihónio	208 Ds [543] Darmstádio	209 Nh [546] Nihónio	210 Ds [549] Darmstádio	211 Nh [552] Nihónio	212 Ds [555] Darmstádio	213 Nh [558] Nihónio	214 Ds [561] Darmstádio	215 Nh [564] Nihónio	216 Ds [567] Darmstádio	217 Nh [570] Nihónio	218 Ds [573] Darmstádio	219 Nh [576] Nihónio	220 Ds [579] Darmstádio	221 Nh [582] Nihónio	222 Ds [585] Darmstádio	223 Nh [588] Nihónio	224 Ds [591] Darmstádio	225 Nh [594] Nihónio	226 Ds [597] Darmstádio	227 Nh [600] Nihónio	228 Ds [603] Darmstádio	229 Nh [606] Nihónio	230 Ds [609] Darmstádio	231 Nh [612] Nihónio	232 Ds [615] Darmstádio	233 Nh [618] Nihónio	234 Ds [621] Darmstádio	235 Nh [624] Nihónio	236 Ds [627] Darmstádio	237 Nh [630] Nihónio	238 Ds [633] Darmstádio	239 Nh [636] Nihónio	240 Ds [639] Darmstádio	241 Nh [642] Nihónio	242 Ds [645] Darmstádio	243 Nh [648] Nihónio	244 Ds [651] Darmstádio	245 Nh [654] Nihónio	246 Ds [657] Darmstádio	247 Nh [660] Nihónio	248 Ds [663] Darmstádio	249 Nh [666] Nihónio	250 Ds [669] Darmstádio	251 Nh [672] Nihónio	252 Ds [675] Darmstádio	253 Nh [678] Nihónio	254 Ds [681] Darmstádio	255 Nh [684] Nihónio	256 Ds [687] Darmstádio	257 Nh [690] Nihónio	258 Ds [693] Darmstádio	259 Nh [696] Nihónio	260 Ds [699] Darmstádio	261 Nh [702] Nihónio	262 Ds [705] Darmstádio	263 Nh [708] Nihónio	264 Ds [711] Darmstádio	265 Nh [714] Nihónio	266 Ds [717] Darmstádio	267 Nh [720] Nihónio	268 Ds [723] Darmstádio	269 Nh [726] Nihónio	270 Ds [729] Darmstádio	271 Nh [732] Nihónio	272 Ds [735] Darmstádio	273 Nh [738] Nihónio	274 Ds [741] Darmstádio	275 Nh [744] Nihónio	276 Ds [747] Darmstádio	277 Nh [750] Nihónio	278 Ds [753] Darmstádio	279 Nh [756] Nihónio	280 Ds [759] Darmstádio	281 Nh [762] Nihónio	282 Ds [765] Darmstádio	283 Nh [768] Nihónio	284 Ds [771] Darmstádio	285 Nh [774] Nihónio	286 Ds [777] Darmstádio	287 Nh [780] Nihónio	288 Ds [783] Darmstádio	289 Nh [786] Nihónio	290 Ds [789] Darmstádio	291 Nh [792] Nihónio	292 Ds [795] Darmstádio	293 Nh [798] Nihónio	294 Ds [801] Darmstádio	295 Nh [804] Nihónio	296 Ds [807] Darmstádio	297 Nh [810] Nihónio	298 Ds [813] Darmstádio	299 Nh [816] Nihónio	300 Ds [819] Darmstádio	301 Nh [822] Nihónio	302 Ds [825] Darmstádio	303 Nh [828] Nihónio	304 Ds [831] Darmstádio	305 Nh [834] Nihónio	306 Ds [837] Darmstádio	307 Nh [840] Nihónio	308 Ds [843] Darmstádio	309 Nh [846] Nihónio	310 Ds [849] Darmstádio	311 Nh [852] Nihónio	312 Ds [855] Darmstádio	313 Nh [858] Nihónio	314 Ds [861] Darmstádio	315 Nh [864] Nihónio	316 Ds [867] Darmstádio	317 Nh [870] Nihónio	318 Ds [873] Darmstádio	319 Nh [876] Nihónio	320 Ds [879] Darmstádio	321 Nh [882] Nihónio	322 Ds [885] Darmstádio	323 Nh [888] Nihónio	324 Ds [891] Darmstádio	325 Nh [894] Nihónio	326 Ds [897] Darmstádio	327 Nh [900] Nihónio	328 Ds [903] Darmstádio	329 Nh [906] Nihónio	330 Ds [909] Darmstádio	331 Nh [912] Nihónio	332 Ds [915] Darmstádio	333 Nh [918] Nihónio	334 Ds [921] Darmstádio	335 Nh [924] Nihónio	336 Ds [927] Darmstádio	337 Nh [930] Nihónio	338 Ds [933] Darmstádio	339 Nh [936] Nihónio	340 Ds [939] Darmstádio	341 Nh [942] Nihónio	342 Ds [945] Darmstádio	343 Nh [948] Nihónio	344 Ds [951] Darmstádio	345 Nh [954] Nihónio	346 Ds [957] Darmstádio	347 Nh [960] Nihónio	348 Ds [963] Darmstádio	349 Nh [966] Nihónio	350 Ds [969] Darmstádio	351 Nh [972] Nihónio	352 Ds [975] Darmstádio	353 Nh [978] Nihónio	354 Ds [981] Darmstádio

Símbolos da República de Moçambique

BANDEIRA



EMBLEMA



HINO NACIONAL

Pátria Amada

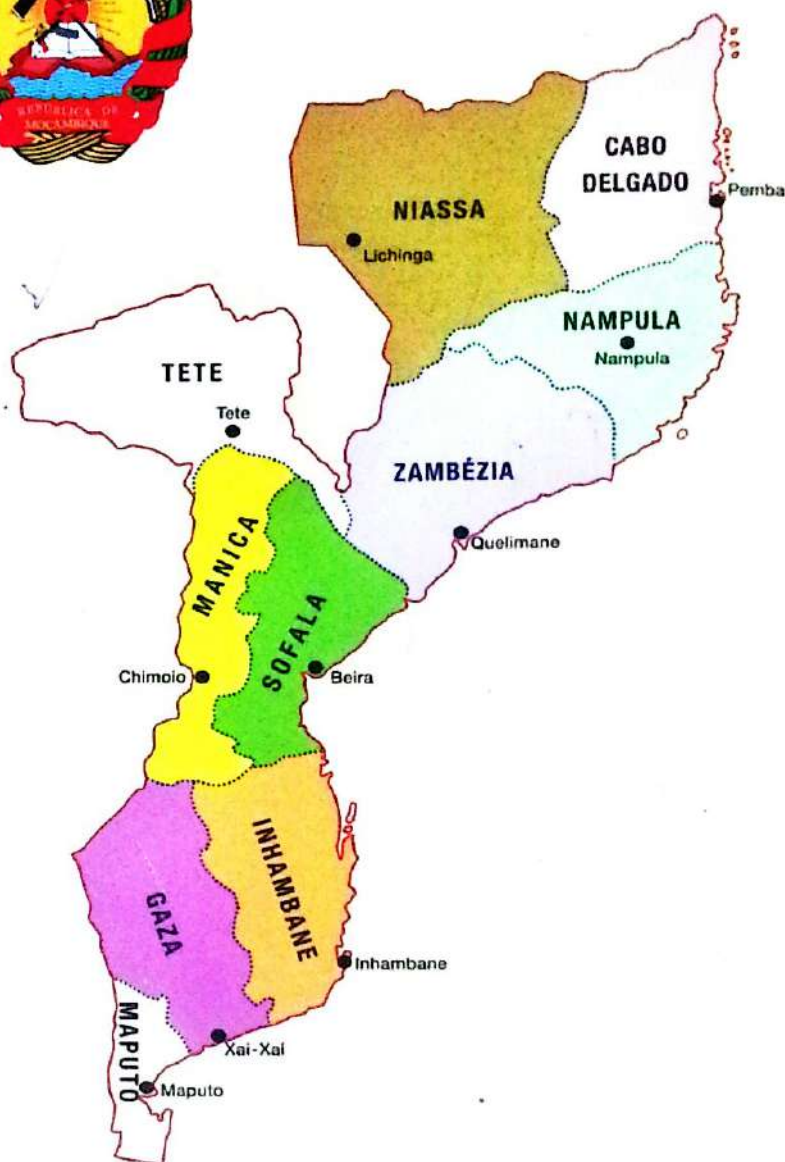
Na memória de África e do Mundo,
Pátria bela dos que ousaram lutar
Moçambique o teu nome é liberdade
O sol de Junho para sempre brilhará

Coro

Moçambique nossa terra gloriosa
pedra a pedra construindo o novo dia
milhões de braços, uma só força
ó pátria amada vamos vencer!

Povo unido do Rovuma ao Maputo
colhe os frutos do combate pela Paz
cresce o sonho ondulando na Bandeira
e vai lavrando na certeza do amanhã

Flores brotando do chão do teu suor
montes, pelos rios, pelo mar
juramos por ti, ó Moçambique:
Nem tirano nos irá escravizar



9.^a classe

Química

José António P. de Barros

LIVRO DO ALUNO

www.pluraeditores.co.mz

0955912 1 2



ISBN 978-989-611-119-9