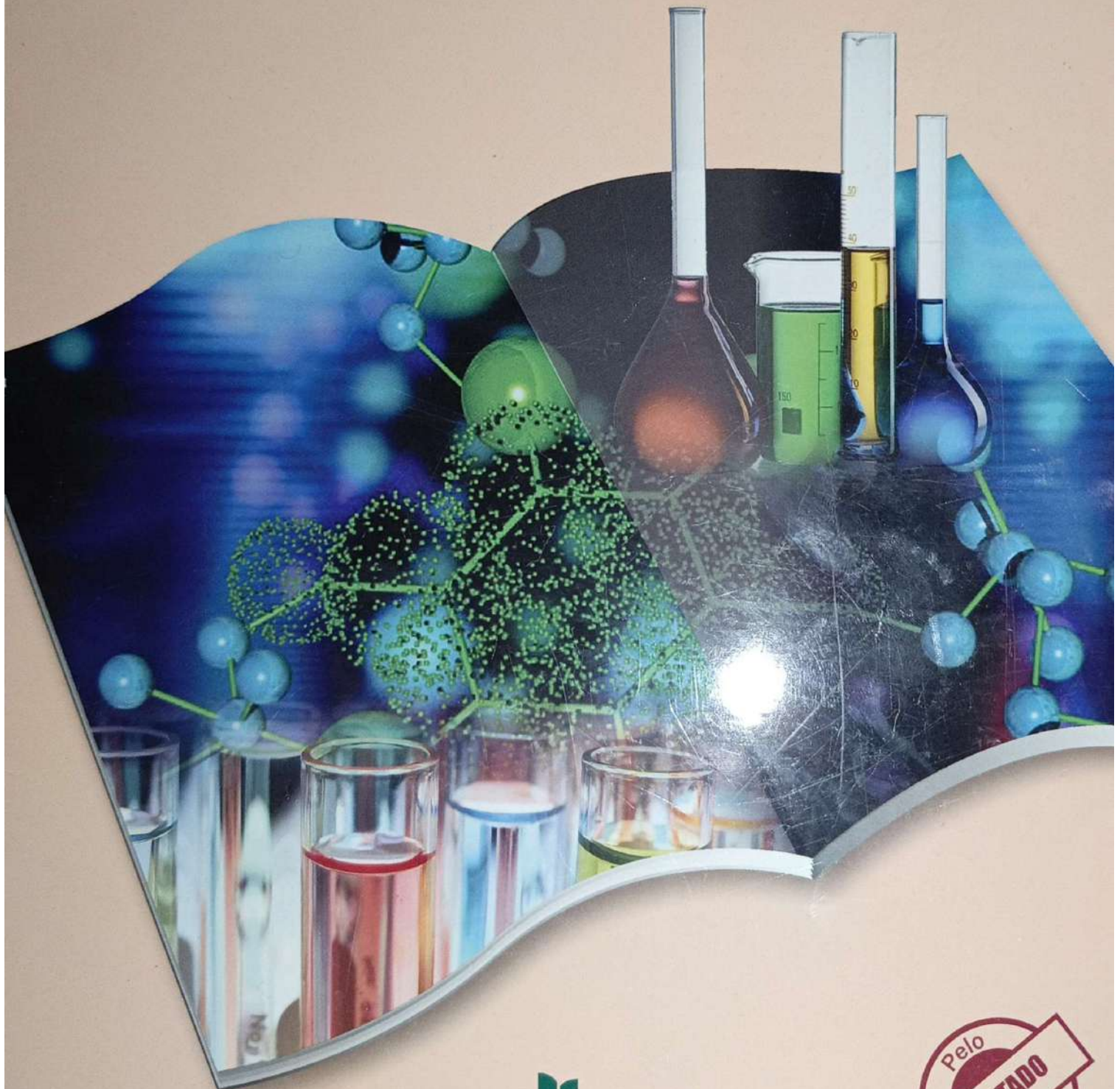


Filomena Neves da Silva

Q9

Química 9.^a Classe



Texto Editores



f i c h a t é c n i c a

título	Q9 · Química 9.ª Classe
autora	Filomena Neves da Silva
revisor científico	Amadeu Afonso
coordenação	Stella Morgadinho
editor	Texto Editores, Lda. – Moçambique
capa	Décio Simango
ilustrações	Texto Editores, Lda. – Moçambique
arranjo gráfico	Texto Editores, Lda. – Moçambique
paginação	Arlindo Pais Uamusse
pré-impressão	Texto Editores, Lda. – Moçambique
impressão e acabamentos	Texto Editores



Texto Editores

Av. Para o Palmar Q. 35, n.º 141A • Sommerchild II • Maputo • Moçambique

Tel: (+258) 21 49 73 04

Fax: (+258) 21 49 73 05

Cels: (+258) 82 326 1460 • (+258) 84 326 1460

E-mail: info@me.co.mz

© 2009, Texto Editores, Lda.

Reservados todos os direitos. É proibida a reprodução desta obra por qualquer meio (fotocópia, offset, fotografia, etc.) sem o consentimento escrito da Editora, abrangendo esta proibição o texto, a ilustração e o arranjo gráfico. A violação destas regras será passível de procedimento judicial, de acordo com o estipulado no Código do Direito de Autor. D.L. 4 de 27 de Fevereiro de 2001.

MAPUTO, OUTUBRO DE 2017 • 2.ª EDIÇÃO • 3.ª TIRAGEM • REGISTADO NO INLD SOB O NÚMERO: 5896/RLINLD/09

Filomena Neves da Silva



Química 9.^a Classe



Texto Editores

Prefácio

A Química, ciência que estuda as substâncias e as suas transformações, faz parte das chamadas «Ciências Naturais» caracterizadas pela articulação entre a teoria e a prática.

Na parte teórica, os alunos adquirem conhecimentos sobre as teorias e leis fundamentais, o que permite uma visão científica na explicação dos fenómenos da Natureza.

A parte prática corresponde principalmente à parte experimental que desperta nos alunos o interesse e a motivação para o estudo da Química através da aquisição, consolidação e aplicação dos conhecimentos teóricos.

A apropriação dos conhecimentos científicos e o desenvolvimento das capacidades intelectuais e manuais devem basear-se no ensino centrado no aluno, tornando-o um processo de ensino-aprendizagem dinâmico e criativo.

Aquele abraço!

A autora

Unidade 1: Classes principais dos compostos Inorgânicos



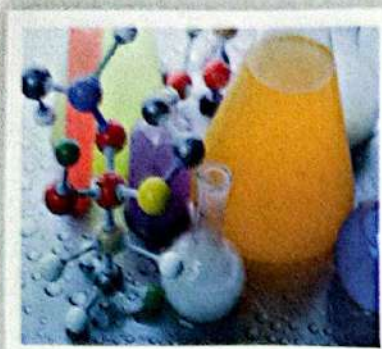
Óxidos	8
Classificação	8
Nomenclatura	9
Obtenção	10
Estudo sumário de alguns óxidos	10
Propriedades físicas e químicas	11
Aplicações	12
Ácidos	13
Definição de ácido segundo Arrhenius	14
Classificação	15
Nomenclatura	16
Propriedades comuns	16
Propriedades químicas	16
Bases ou hidróxidos	17
Definição de base segundo Arrhenius	18
Classificação	19
Nomenclatura	19
Propriedades comuns	19
Propriedades químicas	19
Obtenção e aplicações das principais bases	20
Indicadores ácido-base	22
Sais.....	26
Definição de sal segundo segundo Arrhenius.....	26
Classificação	26
Nomenclatura	27
Propriedades comuns	27
Propriedades químicas	29
Principais sais na Natureza	30
Relação entre os óxidos, ácidos, bases e sais	31
Exercícios de consolidação.....	34

Unidade 2: Estrutura atômica e Tabela Periódica



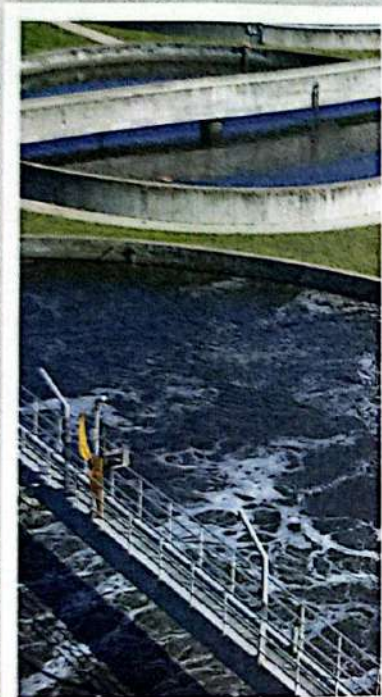
História da teoria atômica	38
Modelo atômico de Dalton	38
Modelo atômico de Thomson	38
Modelo atômico de Rutherford	39
Modelo atômico de Bohr	39
Estrutura atômica	40
Partículas fundamentais do átomo	40
Número atômico e número de massa	40
Isótopos	41
História da Tabela Periódica	42
Tabela periódica	43
Distribuição electrónica em níveis de energia	45
Relação entre estrutura atômica e Tabela Periódica.....	48
Regularidades na Tabela Periódica	48
Propriedades ao longo do grupo e período.....	48
Exercícios de consolidação.....	53

Unidade 3: Ligação química



Conceito de ligação química	58
Estrutura de Lewis e regra do octeto	58
Noção sobre ião, sua formação e classificação	59
Tipos de ligação química	61
Ligação iónica	61
Ligação covalente	63
Ligação metálica	67
Exercícios de consolidação.....	71

Unidade 4: Cloro e os elementos do VII grupo principal



Os elementos do VII grupo principal da Tabela Periódica	76
Símbolos químicos e nome dos elementos	76
Ocorrência na Natureza	76
Propriedades	78
Estrutura electrónica.....	79
Cloro como representante dos halogéneos	79
Obtenção laboratorial	79
Aplicações.....	81
Propriedades químicas	82
Cloreto de hidrogénio e ácido clorídrico	82
Obtenção.....	82
Propriedades físicas e químicas do ácido clorídrico	83
Aplicações	83
Outros halogéneos	85
Reacções de oxidação-redução	87
Reacções de oxidação-redução como transferência de electrões	87
Oxidantes e redutores	89
Números de oxidação	90
Identificação de reacções de oxidação-redução através da variação dos números de oxidação	92
Volume molar	93
Exercícios de consolidação.....	99

Unidade 5: Enxofre e os elementos do VI grupo principal



Os elementos do VI grupo principal da Tabela Periódica	104
Símbolos químicos e nome dos elementos	104
Ocorrência na Natureza	104
Propriedades	105
Estrutura electrónica.....	106
Valência dos elementos	106
Enxofre como representante dos calcogéneos	107
Estado natural	107
Propriedades físicas	107
Propriedades químicas.....	108
Obtenção	108
Aplicações	109

Compostos de enxofre.....	110
Óxidos de enxofre.....	110
Sulfureto de hidrogénio e ácido sulfídrico	113
Sulfuretos e seus minerais mais importantes.....	115
Ácido sulfúrico.....	116
Cinética química	120
Velocidade e energia de activação.....	120
Factores que influenciam a velocidade da reacção.....	122
Exercícios de consolidação.....	132

Unidade 6: Nitrogénio e os elementos do V grupo principal



Os elementos do V grupo principal da Tabela Periódica	136
Símbolos químicos e nome dos elementos.....	136
Ocorrência na Natureza	136
Estrutura electrónica	138
Nitrogénio como representante do grupo	138
Obtenção	138
Propriedades físicas e químicas	139
Aplicações	139
Compostos de nitrogénio.....	140
Amoníaco e compostos de amónio	140
Óxidos de nitrogénio	144
Ácido nítrico e ácido nitroso	146
Fósforo e seus compostos	148
Fertilizantes: efeitos sobre o solo.....	151
Equilíbrio químico	152
Sistemas químicos	152
Reacções completas e reacções incompletas.....	152
Reacções reversíveis e reacções irreversíveis.....	153
Reacções reversíveis e estado de equilíbrio	153
Princípio de Le Châtelier.....	155
O equilíbrio químico e a produção do amoníaco	160
Exercícios de consolidação.....	162

Notas históricas	164
Anexos	165
Material utilizado num Laboratório de Química.....	166
Cuidados a ter no Laboratório de Química.....	168
Tabela Periódica	169
Tabela com as massas atómicas relativas.....	170
Soluções	171
Bibliografia	176



OBJECTIVOS

O aluno deve ser capaz de:

- Definir ácidos e bases segundo Arrhenius.
- Identificar as principais classes dos compostos inorgânicos.
- Nomear os principais compostos inorgânicos.
- Preparar indicadores naturais.
- Identificar as soluções ácidas e básicas usando indicadores naturais.

Classes principais dos compostos inorgânicos

UNIDADE

1

CONTEÚDOS

Óxidos

- Composição, nomenclatura e classificação (metálicos/básicos e não-metálicos/ácidos)
- Propriedades químicas (reações com a água). Propriedades comuns

Ácidos

- Definição segundo Arrhenius. Composição, nomenclatura e classificação (quanto à presença de oxigénio e quanto ao número de elementos)
- Propriedades químicas (reação com os óxidos básicos e reação de neutralização). Propriedades comuns

Bases

- Definição segundo Arrhenius. Composição, nomenclatura e classificação (quanto ao número de iões OH^-)
- Propriedades químicas (reação com óxidos ácidos, reação de neutralização e decomposição térmica). Propriedades comuns
- Obtenção e aplicações das principais bases dos elementos do I e II grupo principal (Na, K, Ca, Mg, Ba) e NH_4^+

Indicadores ácido-base

- Conceito. Classificação (naturais e artificiais)
- Acção dos ácidos e bases sobre os indicadores naturais

Sais

- Definição de sal como função química. Composição, nomenclatura e classificação (quanto ao número de elementos e presença de oxigénio)
- Propriedades químicas (reações com ácidos e bases)
- Relação entre os óxidos, bases, ácidos e sais. Esquema de transformação de uma função química noutra

Págs. 6 a 35

Óxidos

Os compostos inorgânicos de acordo com as suas características são agrupados em 4 grandes classes ou funções inorgânicas, nomeadamente: óxidos, ácidos, bases e sais. Cada classe apresenta características específicas que a distingue das outras.

Os óxidos constituem uma classe de compostos por ti estudada na 8.^a Classe e são formados a partir da reacção química entre o oxigénio e qualquer outro elemento - **reacção de oxidação**.

Óxidos – são compostos binários formados por dois elementos químicos, em que um dos elementos é o oxigénio.

Os óxidos têm como fórmula geral:



Onde:

E – símbolo químico do elemento ligado ao oxigénio (metal ou não-metal)

n – valência de E

Na escrita da fórmula química do óxido faz-se a troca de valências e simplifica-se os índices, quando necessário.



Fig. 1 Fumo de carros tem óxidos (CO, CO₂ e SO₃).

Na tabela 1 apresentam-se alguns exemplos de óxidos.

Tabela 1: Alguns óxidos e suas valências

Óxido	Na	C	C	S	Ca	Al
Classificação	Metal	Não-metal	Não-metal	Não-metal	Metal	Metal
Valência	I	II	IV	VI	II	III
F. óxido	Na ₂ O	CO	CO ₂	SO ₃	CaO	Al ₂ O ₃

Classificação

Os óxidos podem classificar-se como:

A. Óxidos normais (pertencem a este grupo os óxidos básicos, ácidos, anfóteros, indiferentes e mistos):

- **Óxidos básicos ou metálicos** – são formados por oxigénio e um elemento metálico. Exemplos: K₂O, Na₂O, CaO.
- **Óxidos ácidos (ácidos) ou não-metálicos** – são formados por oxigénio e um elemento não-metálico. Exemplos: SO₂, CO₂.

Na queima da lenha, por exemplo, o carbono existente nas árvores reage com o oxigénio formando óxidos de carbono, que são **óxidos de não-metals**. Entretanto, quando se deixa um objecto de ferro ao ar, este reage com o oxigénio (em presença de humidade) formando um óxido de ferro (ferrugem), que é um **óxido de metal**.



Fig. 2 No fumo existem óxidos de não-metals (CO , CO_2)



Fig. 3 A ferrugem é óxido de metal (Fe_2O_3)

Nomenclatura

Para dar nomes aos óxidos procede-se da seguinte maneira:

Escreve-se a palavra **óxido** + preposição **de** + **nome do elemento**

Para elementos químicos com mais de uma valência, especifica-se a valência usada, em numeração romana, no fim do nome do composto.

Exemplos:

K_2O – óxido de potássio

CaO – óxido de cálcio

FeO – óxido de ferro (II)

Fe_2O_3 – óxido de ferro (III)

SO_2 – óxido de enxofre (IV)

SO_3 – óxido de enxofre (VI)

Também se pode **atribuir nomes** aos óxidos obedecendo à regra seguinte:

Escrever o **prefixo** + palavra **óxido** + preposição **de** + **nome do elemento**

Os prefixos (pré = antes) são iniciais que indicam a quantidade de átomos do elemento oxigénio presentes, respectivamente: **1 – mono; 2 – di; 3 – tri; 4 – tetra; 5 – penta; 6 – hexa; 7 – hepta**, etc.

Em alguns casos, os mesmos prefixos são usados para indicar o número de átomos do elemento ligado ao oxigénio.

Exemplos:

SO_2 – dióxido de enxofre

SO_3 – trióxido de enxofre

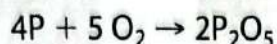
N_2O_4 – tetróxido de (di) nitrogénio

Cl_2O_7 – heptóxido de (di) cloro

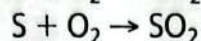
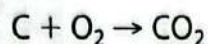
Obtenção

Os óxidos são obtidos fundamentalmente através da **reação química entre o oxigénio e outros elementos químicos**.

Quando se queima fósforo, P, este oxida-se e transforma-se em óxido de fósforo (V), P_2O_5 :



O mesmo acontece com o carvão e o enxofre, que ardem formando óxidos, como o dióxido de carbono, CO_2 , e o dióxido de enxofre, SO_2 :



Também se pode obter óxidos pela oxidação de alguns compostos. Ao acender-se uma vela e ao colocá-la num frasco com oxigénio, verifica-se que a vela arde com uma chama muito intensa, enquanto que nas paredes do frasco observa-se a formação de gotas de água que, como se sabe, é óxido de hidrogénio, H_2O . Se, entretanto, deitarmos água de cal no frasco, verifica-se que ela se turva, o que indica a presença de outro óxido, o CO_2 .

Estudo sumário de alguns óxidos

Água, H_2O – o óxido de hidrogénio é o óxido mais importante e mais comum na Natureza. «Sem água não há vida».



Fig. 5 Água oxigenada é um óxido.

Peróxido de hidrogénio, H_2O_2 – é um líquido viscoso, incolor e muito solúvel em água; decompõe-se rapidamente em H_2O e O_2 por acção da luz, do calor ou na presença de um catalisador. A solução aquosa de peróxido de hidrogénio a 30% é conhecida por água oxigenada.

Dióxido de carbono, CO_2 – é um gás incolor, inodoro, mais denso que o ar e não inflamável. É produzido durante a respiração dos seres vivos. O dióxido de carbono é essencial à vida no planeta, já que é um dos compostos essenciais para a realização da fotossíntese. O excesso de dióxido de carbono na atmosfera é prejudicial, pois, causa o efeito de estufa, responsável pela alteração do clima (secas, cheias, etc.).

Monóxido de carbono, CO – é um gás levemente inflamável, incolor, inodoro e muito perigoso dada a sua enorme toxicidade. É produzido pela queima de carvão ou outros materiais ricos em carbono, como derivados de petróleo, em condições de pouco oxigénio e/ou alta temperatura. É um dos principais poluentes da atmosfera das zonas urbanas; inalado combina-se com a hemoglobina das hemácias do sangue, impossibilitando-as de transportar o oxigénio no organismo.



Fig. 4 A água é um óxido.



Fig. 6 Dióxido de carbono libertado nas fábricas.



Fig. 7 Monóxido de carbono libertado nos tubos de escape de viaturas.

Óxido de cálcio, CaO – É também chamado de cal viva e é um composto sólido branco. É uma das substâncias mais importantes para a indústria. É obtido pela decomposição térmica do calcário.



Fig. 8 Óxido de cálcio

Dióxido de silício, SiO₂ – é o principal constituinte da areia e das argilas.



Fig. 9 Dióxido de enxofre libertado nos vulcões.

Dióxido de enxofre, SO₂ – é um gás denso, incolor, não-inflamável e altamente tóxico e a sua inalação pode ser fortemente irritante. É produzido naturalmente pelos vulcões e em certos processos industriais. É um dos principais poluentes atmosféricos; em dias húmidos, combina-se com o vapor de água da atmosfera e origina a chamada chuva ácida.

Óxido de ferro (III) ou ferrugem, Fe₂O₃ – é um óxido que se forma na superfície do ferro, resultante da sua exposição ao oxigénio do ar atmosférico e facilitado pela humidade do ar, originando-se óxidos de ferro hidratados.



Fig. 10 Ferrugem é óxido de ferro.

Propriedades físicas e químicas

Os óxidos dos metais, como por exemplo, o de ferro (III) e o de cobre (II), são substâncias sólidas. Os óxidos dos não-metais podem ser sólidos, como o de fósforo (V), líquidos, como a água, ou gasosos, como os de enxofre e os de carbono (em condições normais de temperatura e pressão).

Dependendo do tipo de óxido (se óxido básico ou ácido), destacam-se os seguintes tipos de reacções:

Reacção de óxido básico com água

Óxido básico + Água → Base ou hidróxido

Exemplos: $K_2O + H_2O \rightarrow 2 KOH$

$MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$

Os óxidos metálicos são chamados de óxidos básicos, visto que formam bases ou hidróxidos quando reagem com a água.

Reacção de óxido ácido com água

Óxido ácido + Água → Ácido

Exemplos: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$

Os óxidos não-metálicos são chamados de óxidos ácidos, visto que formam ácidos quando reagem com a água.

Reacção de óxido básico com ácido

Óxido básico + Ácido → Sal + Água

Exemplos: $\text{K}_2\text{O} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

$\text{MgO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

Reacção de óxido ácido com base

Óxido ácido + Base → Sal + Água

Exemplos: $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

$\text{CO}_2 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Reacção de óxido ácido com base

Óxido ácido + Óxido básico → Sal

Exemplos: $\text{SO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4$

$\text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$

Aplicações

• **A cal viva ou óxido de cálcio, CaO** – é aplicada na indústria da construção civil para a produção das argamassas com que se erguem as paredes e muros e também na pintura. É também utilizada na indústria cerâmica, siderúrgica (obtenção do ferro) e farmacêutica como agente branqueador. Na agricultura, o óxido de cálcio é utilizado para produzir hidróxido de cálcio que tem como função controlar a acidez dos solos.



Fig. 11 Cal viva

• **O gás carbónico ou dióxido de carbono, CO₂** – utiliza-se no fabrico de refrigerantes e de extintores de incêndios. Os comprimidos efervescentes de vitamina C são também constituídos por CO₂. É também usado para manter o ambiente a baixas temperaturas, por exemplo, nos carrinhos de gelados.



Fig. 12 O dióxido de carbono serve para extinguir incêndio.

- **A sílica ou dióxido de silício, SiO_2** – é a principal matéria-prima na indústria vidreira e de produção de cimento.



Fig. 13 Cimento usado na construção civil.

- **O peróxido de hidrogénio, H_2O_2** – é o componente da água oxigenada, a qual é usada como anti-séptico ou para tingir os cabelos.
- **O dióxido de enxofre, SO_2** – é usado para a produção de ácido sulfúrico que possui diversas aplicações como produto químico. É também utilizado como desinfetante, anti-séptico e anti-bacteriano, como agente branqueador e conservador de produtos alimentares, nomeadamente frutos secos, e na produção de bebidas alcoólicas, particularmente no fabrico do vinho.
- **O monóxido de carbono, CO** – é usado na produção de ferro e outros metais a partir dos seus minérios e hidrogénio a partir da água. Também é usado na síntese de vários compostos orgânicos, como ácido acético, plásticos, metanol.



Fig. 14 Vinagre, diluição do ácido acético

Ácidos

A palavra «ácido» é usada no sentido de acre, azedo. Era, originalmente, o nome dado ao vinagre em latim. No século XVII, o cientista inglês Robert Boyle verificou que muitas outras soluções tinham um comportamento semelhante ao do vinagre, produzindo, por exemplo, uma sensação de azedo ou acre. Então a designação de ácido tornou-se mais geral.

No nosso dia a dia encontram-se ácidos em plantas, frutas (limão, maçã), bebidas (vinho, refrescos), animais (abelhas, formigas), leite, etc.



Fig. 15 Na Natureza e no nosso dia a dia encontram-se muitos ácidos.

Na tabela 2 faz-se um resumo de algumas soluções ácidas comuns no dia-a-dia.

Tabela 2: Alguns ácidos comuns, sua ocorrência/aplicação

<p>O vinagre é, essencialmente, uma solução aquosa de ácido acético.</p>  <p>Vinagre</p>	<p>O ácido cítrico é o principal ácido do sumo dos citrinos.</p>  <p>laranja e limão</p>
<p>O ácido clorídrico presente no suco gástrico desempenha um papel importante na digestão dos alimentos.</p>  <p>Estômago</p> <p>Suco gástrico é um ácido produzido no estômago.</p>	<p>Há ácido tartárico em pequena concentração nas uvas e no vinho.</p>  <p>Uvas e vinho</p>
<p>O ácido acetilsalicílico é o constituinte de alguns analgésicos.</p>  <p>A aspirina é um ácido.</p>	<p>Existe ácido fórmico no ferrão das formigas e das abelhas.</p> 
<p>O ácido oleico é o responsável pela maior ou menor acidez do azeite.</p>  <p>Azeite</p>	<p>O ácido sulfúrico é aplicado no fabrico de fertilizantes, baterias de automóvel, tintas, plásticos, medicamentos, explosivos, sabões e detergentes, etc.</p>  <p>A solução de bateria é um ácido.</p>

Definição de ácido segundo Arrhenius

Em 1887, o químico sueco Svante Arrhenius propôs o seguinte conceito de ácido:

Ácido – é qualquer substância que dissolvida em água origina iões H^+ .



Fig. 16 Svante Arrhenius (1859-1927).

Um ácido é uma substância composta, cujas moléculas são constituídas por um ou vários átomos de hidrogénio e um radical ácido. Assim, os ácidos têm como forma geral:



Onde: X – é não-metal ou radical ácido e n - valência de X (indica o número de átomo de H).

A tabela 3 apresenta alguns radicais ácidos, suas valências e fórmulas químicas dos respectivos ácidos.

Tabela 3: Alguns radicais ácidos e suas valências

Radical ácido	Valência	Fórmula do ácido
F ⁻ , Cl ⁻ , Br ⁻ , NO ₃ ⁻ , NO ₂ ⁻ ,	I	HF, HCl, HBr, HNO ₃ , HNO ₂
S ²⁻ , SO ₃ ²⁻ , SO ₄ ²⁻ , CO ₃ ²⁻	II	H ₂ S, H ₂ SO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₂ CO ₃
PO ₃ ³⁻ , PO ₄ ³⁻ ,	III	H ₃ PO ₃ , H ₃ PO ₄

Por acção da água, as moléculas dos ácidos sofrem uma ionização, originando iões hidrogénio, H⁺, isto é, prótons e iões correspondentes ao resto da molécula, como se apresenta na tabela 4. Portanto os hidrogénios dos ácidos para a água sob forma de iões H⁺, que são responsáveis pelas propriedades ácidas.

Tabela 4: Equações químicas de dissociação iónica dos ácidos em água

Nome do ácido	Fórmula química	Equação de ionização
Ácido clorídrico	HCl	$HCl + H_2O \rightleftharpoons H^+(aq) + Cl^-(aq)$
Ácido nítrico	HNO ₃	$HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons H^+(aq) + NO_3^-(aq)$
Ácido carbónico	H ₂ CO ₃	$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons 2 H^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons 3 H^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$

Classificação

Quanto à presença ou ausência de oxigénio na molécula:

- **Hidrácidos** – ácidos que não contêm oxigénio na molécula. Exemplo: HCl.
- **Oxácidos** – ácidos que contêm oxigénio na molécula. Exemplo: HNO₃.

Quanto à presença de elementos químicos diferentes na molécula:

- **Binários** – com dois elementos diferentes. Exemplos: HCl, H₂S.
- **Ternários** – com três elementos diferentes. Exemplos: HCN, H₂SO₄.
- **Quaternários** – com quatro elementos diferentes na molécula. Exemplo: HCNS.

Nomenclatura

Os nomes dos ácidos são atribuídos obedecendo às seguintes regras:

A. Hidrácidos

Ácido + nome do elemento (ou radical) + ídrico

Exemplos: HCl – Ácido + clor(o) + ídrico = Ácido clorídrico,
HBr – Ácido bromídrico.

B. Oxácidos

Ácido + nome do átomo central +
 /
 \

oso (menor valência)

ico (maior valência)

Exemplos: H₂SO₄ – Ácido + sulfur + ico = Ácido sulfúrico,
H₂SO₃ – Ácido sulfuroso.

Propriedades comuns

As soluções ácidas:

1. Têm sabor azedo (exemplos: limão, vinagre).
2. Conduzem a corrente eléctrica.
3. Neutralizam soluções aquosas básicas.
4. São corrosivas (quando em solução concentrada).
5. Quase todas libertam o hidrogénio que contêm quando reagem com determinados metais.

Atenção: Muitos produtos químicos, não podem ser testados pelo paladar, recorre-se ao uso de indicadores, pois, são perigosos e devem ser manipulados com muito cuidado, e geralmente, recomenda-se o uso de luvas, óculos de protecção e bata (consulta outros cuidados a ter no laboratório, p.168).

Propriedades químicas

Reacção com bases

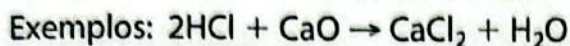
Ácido + Base → Sal + Água

Exemplos: H₂SO₃ + 2NaOH → Na₂SO₃ + 2H₂O

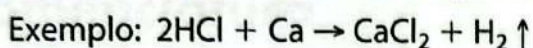
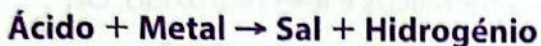
H₂CO₃ + Mg(OH)₂ → MgCO₃ + 2H₂O

A reacção de um ácido e base chama-se **reacção de neutralização**.

Reacção com óxidos básicos



Reacção com metais



Bases ou hidróxidos

A primeira palavra usada para designar as bases foi *alcalis*, uma palavra de origem árabe (*al kalis*) que significa «cinzas de algumas plantas». As cinzas, isto é, o material sólido que resta da combustão de plantas, são carbonatos e óxidos de metais, como potássio, sódio e magnésio.

Na tabela 5 apresentam-se algumas soluções básicas comuns no dia a dia.

Tabela 5: Algumas soluções básicas, suas aplicações

<p>Uma substância utilizada, por exemplo, para desentupir canalizações e limpar gordura em fogões domésticos é o hidróxido de sódio, vulgarmente designado por soda cáustica.</p>	<p>O bicarbonato de sódio, vulgarmente designado por fermento, dissolvido em água revela que tem carácter básico, tal como o carbonato de sódio, vulgarmente designado por soda de culinária.</p>
<p>Um antiácido é uma base cuja função é neutralizar a acidez estomacal. É comum a utilização do hidróxido de alumínio e do hidróxido de magnésio como antiácidos. Atenção: Consultar sempre o médico!</p>	<p>A lixívia é um composto químico para limpeza e desinfecção de superfícies, cujo produto activo é o hipoclorito de sódio, um sal obtido da neutralização entre o ácido hipocloroso e o hidróxido de sódio. As bases são muito utilizadas na maior parte dos detergentes e outros produtos de limpeza pois têm um grande poder desengordurante.</p>



Soda cáustica



Fermento



Antiácidos



Lixívia, alguns detergentes, limpa-vidros

Atenção: Algumas soluções básicas têm de ser manuseadas com cuidado, pois são corrosivas.

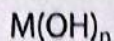
Definição de base segundo Arrhenius

Em 1887, o químico sueco Svante Arrhenius propôs o seguinte conceito de base:

Base – é qualquer substância que dissolvida em água origina iões OH^- .

Segundo Arrhenius, o ião OH^- é o responsável pelas propriedades básicas de uma substância em solução aquosa. As bases são constituídas por iões metálicos e iões hidróxido, OH^- .

A fórmula geral das bases é:



Onde:

M – catião do metal

n – valência do metal

OH^- – anião hidroxila (tem valência I)

A tabela 6 apresenta alguns catiões, sua valências e fórmulas químicas das respectivas bases:

Tabela 6: Fórmulas químicas das bases mais comuns

Radical ácido	Valência	Fórmula da base
K^+ , Li^+ , Na^+ , NH_4^+	I	KOH , LiOH , NaOH , NH_4OH
Ca^{2+} , Ba^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , Cu^{2+} ,	II	$\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$
Fe^{3+} , Al^{3+}	III	$\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$,

Por acção da água, as suas moléculas originam iões hidróxido, OH^- , e iões correspondentes como se apresenta na tabela 7.

Tabela 7: Equações químicas de dissociação iónica de bases em água

Nome da base	Fórmula química	Fórmula iónica
Hidróxido de sódio	NaOH	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
Hidróxido de potássio	KOH	$\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
Hidróxido de magnésio	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$
Hidróxido de cálcio	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$
Hidróxido de alumínio	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{OH}^-(\text{aq})$

Os hidróxidos de potássio, KOH , de sódio, NaOH , de cálcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, de bário, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, entre outros, quando dissolvidos em água, são conhecidos por *alcalis*.

Classificação

Quanto ao número de grupos hidroxilo (OH):

- **Monobases** – apresentam 1 grupo hidroxilo. Exemplos: NaOH, KOH.
- **Dibases** – apresentam 2 grupos hidroxilo. Exemplo: Ca(OH)₂.
- **Tribases** – apresentam 3 grupos hidroxilo. Exemplos: Al(OH)₃, Fe(OH)₃.
- **Tetrabases** – apresentam 4 grupos hidroxilo. Exemplos: Sn(OH)₄, Pb(OH)₄.

Nomenclatura

Os nomes das bases são atribuídos obedecendo à seguinte regra:

Hidróxido + preposição **de** + **nome do elemento** (radical positivo)

Exemplo: NaOH – Hidróxido + de + sódio = Hidróxido de sódio.

Quando o elemento que forma a base tem mais que uma valência, especifica-se a valência usada, no fim do nome.

Exemplos: CuOH – Hidróxido + de + cobre (I) = Hidróxido de cobre (I)
Cu(OH)₂ – Hidróxido de cobre (II)

Propriedades comuns

As soluções básicas têm:

1. Sabor amargo e cáustico (destroem a pele e os tecidos).
2. São escorregadias ao tacto (como o sabão).
3. Conduzem a corrente eléctrica.
4. Neutralizam soluções aquosas ácidas.

Propriedades químicas

Reacção com ácidos

Base + Ácido → Sal + Água

Exemplos: $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

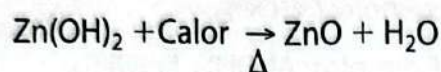
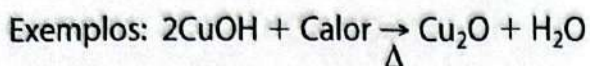
Reacção com óxidos ácidos

Base + Óxido ácido → Sal + Água

Exemplos: $2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Reacção de decomposição

Base + calor → Óxido básico + Água

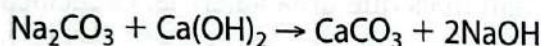


Δ = aquecimento

Obtenção e aplicações das principais bases

Hidróxido de sódio, NaOH

Também conhecido como soda cáustica, é um sólido branco altamente corrosivo e pode provocar queimaduras, cicatrizes e cegueira devido à sua elevada reactividade. Ao manuseá-lo, recomenda-se o uso de luvas. Obtém-se pela reacção:



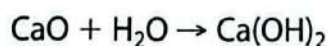
É usado no fabrico de sabões duros, vidros, papel, tecidos, detergentes, biodiesel e na purificação dos produtos de destilação da hulha e, como reagente em laboratórios.

Hidróxido de potássio, KOH

Também conhecida como soda potássica, tem aplicações semelhantes às do hidróxido de sódio (NaOH).

Hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂

Também conhecido por **cal apagada**, é obtido segundo a equação:



Usa-se como reactivo no laboratório. Na indústria usa-se para o fabrico de amoníaco, para branquear paredes e para a construção civil.



Fig. 17 Hidróxido de sódio (soda cáustica)



Fig. 18 Hidróxido de potássio (soda potássica)



Fig. 19 Hidróxido de cálcio (cal apagada) utilizada no branqueamento de paredes.


Experiência
Reacção de neutralização**Material**

- 2 tubos de ensaio
- 1 pipeta
- 1 vareta de vidro
- Bico de Bunsen
- Pinça de madeira

Reagentes

- NaOH
- HCl
- Fenolftaleína

Procedimento:**Parte I**

1. Deita-se num tubo de ensaio cerca de 5 ml (1/4 do tubo de ensaio) de uma solução de hidróxido de sódio.
2. Adiciona-se 1 a 2 gotas de solução de fenolftaleína. Observa-se a cor da solução.
3. Acrescenta-se, gota a gota, pequenas porções de ácido clorídrico, com auxílio de uma pipeta, agitando o conteúdo do tubo com uma vareta de vidro.

O que se observa?

Com a adição da fenolftaleína no tubo, a solução de hidróxido de sódio, inicialmente incolor, tornou-se vermelha (prova de que é uma base). Entretanto, quando se acrescenta o ácido clorídrico, gradualmente se reduz a intensidade da cor e, a partir de um determinado momento, a solução torna-se incolor.

O desaparecimento da cor vermelha do indicador na solução básica (tornar-se incolor), é prova de que a solução deixou de ser básica naquele instante. Então o que se forma?

Parte II

1. Transfere-se parte da solução obtida para um outro tubo de ensaio.
2. Aquece-se o tubo de ensaio na chama de um Bico de Bunsen durante cerca de 3 minutos, segurando-o com uma pinça de madeira, mexendo regularmente o conteúdo do tubo com uma vareta.

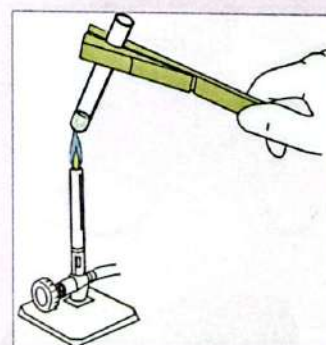
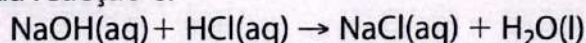
O que se observa?

A parte líquida do tubo desaparece e deposita-se um sólido branco característico a sal.

Conclusão

Quando se fez reagir a solução de hidróxido de sódio com o ácido clorídrico formou-se um sal, o cloreto de sódio (sólido de branco) que se depositou no tubo.

A equação química da reacção é:



Aquecimento de solução de hidróxido de sódio com ácido clorídrico

Indicadores ácido-base

Há várias propriedades que distinguem as soluções ácidas das soluções básicas. Uma delas é o modo como alteram a cor de certas substâncias designadas **indicadores ácido-base**.

Os indicadores ácido-base são substâncias que mudam de cor consoante a natureza da solução em que são introduzidas.

Existem vários indicadores mas os mais usados no laboratório são a tintura azul de tornassol (usada principalmente para soluções ácidas) e a solução alcoólica de fenolftaleína (usada principalmente para soluções básicas).

Usam-se também outros indicadores como o azul de bromotimol e o alaranjado de metilo.

Os papéis indicadores são tiras de papel de filtro tingidas com os indicadores que se desejar. Para evitar que se dissolvam na solução, deve colocar-se uma gota da solução sobre o papel, em vez de o mergulhar na solução a analisar.

Os indicadores naturais são obtidos a partir de substâncias naturais, principalmente a partir de plantas. Estes indicadores naturais alteram-se facilmente e, por isso, devem ser utilizados pouco tempo depois de serem preparados.

Por exemplo, a água de cozedura de alguns vegetais como a couve-rouxa e a beterraba também, servem como indicadores.



Fig. 20 Indicadores ácido-base

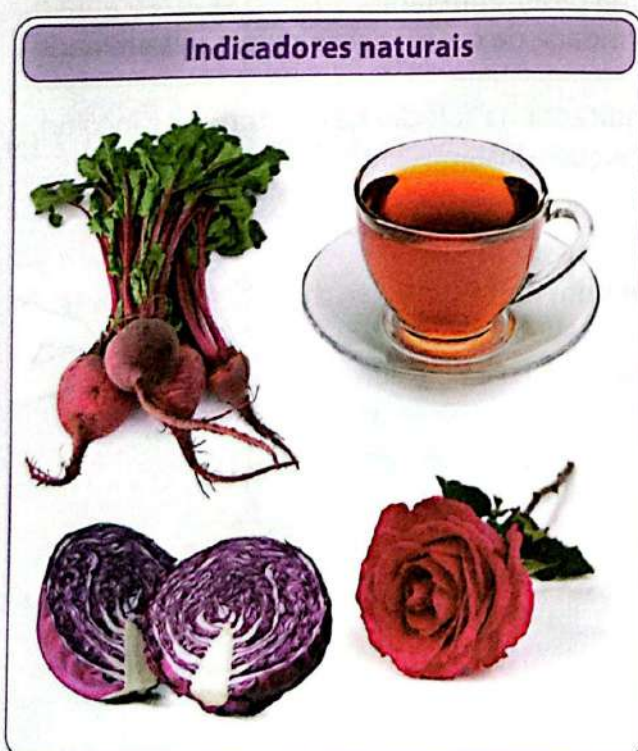


Fig. 21 Indicadores naturais (beterraba, couve-roxa, chá preto, rosa)

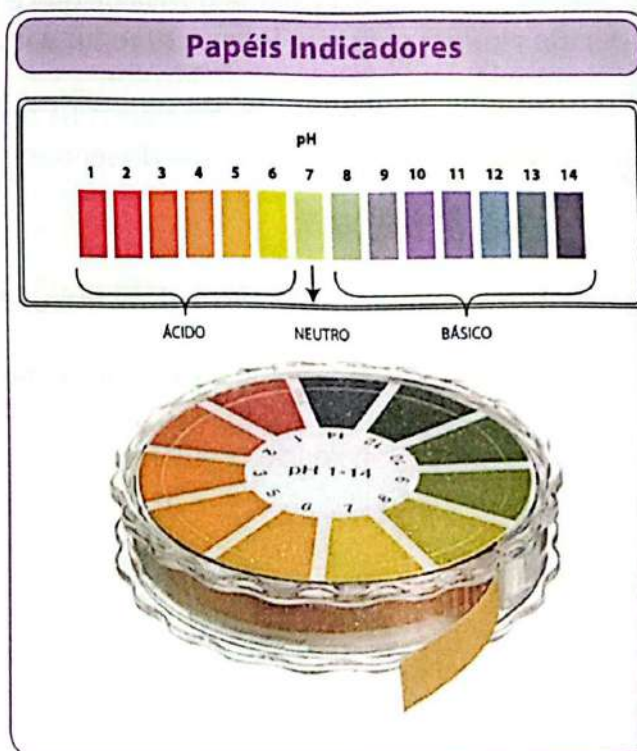














Fig. 22 Papéis Indicadores

Por exemplo, ao cozinhar uma couve-roxa até estar macia, e depois de filtrada a solução obtida, se a adicionarmos a um ácido, como o sumo de limão ou o vinagre, a mesma torna-se vermelha. Se a adicionarmos a uma base, como um detergente amoniacal ou fermento, a solução torna-se azul ou verde. Podemos produzir outros indicadores naturais de forma semelhante e verificar o carácter de soluções do nosso quotidiano.

Na tabela 8 apresenta-se a variação de cores dos indicadores mais utilizados no laboratório, em soluções ácidas, neutras ou básicas.

Tabela 8: Variação de cores de indicadores em soluções ácidas, neutras e básicas

Indicador	Cor em solução ácida	Cor em solução neutra	Cor em solução básica
Tintura azul de tornassol	Vermelho 	Azul arroxeado 	Azul 
Solução alcoólica de fenolftaleína	Incolor 	Incolor 	Carmin 
Alaranjado de metilo	Laranja 	Amarelo 	Amarelo 
Azul de bromotimol	Amarelo 	Verde 	Azul 

Química no dia a dia

O papel de tornassol é muito sensível aos ácidos, o que permite detectar a sua presença em soluções muito diluídas, inclusive naquelas em que não se sente o sabor ácido. Utilizando pedaços de papel azul de tornassol, prova-se a existência de ácidos em alguns produtos alimentares. Por exemplo, experimenta com laranjas, iogurtes e outros. Com o auxílio deste indicador, poderás provar que o leite já começou a azedar, mesmo antes que isso se sinta pelo gosto.

Experiência

Identificação do carácter ácido, básico ou neutro de uma solução através de indicadores

Material

- 2 copos de precipitação de 200 ml
- Placa de aquecimento
- Pinça de madeira
- Base de madeira ou cartão
- Coador (peneira ou papel de filtro)
- Tubos de ensaio
- Suporte para tubos de ensaio
- 3 conta-gotas

Reagentes

- Produto natural (beterraba)
- Solução alcoólica de fenolftaleína
- Tintura azul de tornassol
- Alaranjado de metilo
- Água desionizada
- Soluções do quotidiano (sumo de limão, solução aquosa de sabão, água, vinagre, limpa vidros, entre outras) fornecidas pelo professor.

Procedimento:

Parte A – Indicador natural

Atenção: O professor fornece-te a beterraba cortada em pedaços. Ao retirares o copo de precipitação da placa de aquecimento deves utilizar a pinça e pousar o copo numa base de madeira ou cartão, e nunca directamente sobre a bancada.

1. Colocar cerca de 100 ml de água no copo de precipitação.
2. Introduzir alguns pedaços de beterraba na água, aquecer na placa de aquecimento e deixar ferver.
3. Retirar da placa de aquecimento, colocar sobre a base, deixar arrefecer e filtrar para outro copo de precipitação.
4. Colocar cerca de 2 ml da solução filtrada em tubos de ensaio (tantos quantas as soluções do quotidiano que irás testar) e numerá-los.
5. Adicionar ao tubo de ensaio 1 cerca de 1 ml de uma das soluções do quotidiano a serem testadas.
6. Ao tubo de ensaio 2, adicionar cerca de 1 ml de outra solução do quotidiano, e assim sucessivamente.
7. Observar e registar os resultados.

Nota: A solução aquosa de beterraba contém substâncias que são indicadoras, por isso adquire a cor vermelha na presença de ácidos (ou soluções ácidas) e a cor roxa na presença de bases (ou soluções básicas).

Pode-se proceder do mesmo modo para outros indicadores naturais como chá preto, couve-roxa, entre outros. Apresenta-se de seguida as cores adquiridas por esses indicadores:

Solução aquosa de chá preto – a sua solução adquire cor amarelo-pálida em contacto com soluções ácidas e cor acastanhada em contacto com soluções básicas.

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

Parte B – Indicadores artificiais

1. Colocar um pouco de uma das soluções fornecidas pelo teu professor em três tubos de ensaio e rotular os tubos, identificando-os.
2. Adicionar ao primeiro tubo 2 a 3 gotas de fenolftaleína. No segundo tubo, adicionar 2 a 3 gotas de tintura azul de tornassol; ao terceiro tubo, adicionar 2 a 3 gotas de alaranjado de metilo.
3. Registrar na tabela abaixo a mudança de cor de cada solução.
4. Repetir os procedimentos anteriores para cada uma das outras soluções, rotulando cada uma delas e identificando-as.
5. Completar a tabela abaixo e concluir quais as características de cada uma das soluções.

Indicador	Limpa vidros amoniacal	Vinagre	Lixívia	Solução aquosa de sal de cozinha	Solução aquosa de sabão
Fenolftaleína	Cor:	Cor:	Cor:	Cor:	Cor:
Tintura azul de tornassol	Cor:	Cor:	Cor:	Cor:	Cor:
Alaranjado de metilo	Cor:	Cor:	Cor:	Cor:	Cor:
Características da solução					

Azul de tornassol			Fenolftaleína		
Solução ácida	Solução neutra	Solução básica	Solução ácida	Solução neutra	Solução básica
					

Sais

Definição de sal segundo Arrhenius

Sal – é um composto que dissolvido em água origina catiões provenientes da base e aniões provenientes do ácido.

Os sais são formados a partir da reacção entre um ácido e uma base, através da substituição total ou parcial do hidrogénio existente no ácido por um metal ou um radical electropositivo.

Nos sais os átomos de um metal se encontram ligados a radicais ácidos.

Os sais têm como fórmula geral:

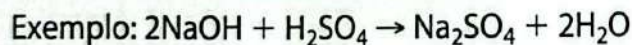


Onde: M é o catião metálico; X é o não-metal (radical ácido); n é o valência de X; t é o valência de M.

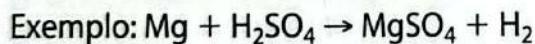
Um sal é uma substância sólida, que frequentemente se apresenta na forma cristalina e que pode ou não ser solúvel em água. Diariamente contactas com diversos sais: o sal de cozinha (cloreto de sódio – NaCl), o fermento usado nos bolos (maioritariamente hidrogenocarbonato de sódio), os sais de fruto para o estômago (carbonato de sódio e hidrogenocarbonato de sódio), e muitos outros.

Os sais são tipicamente o produto de uma reacção química entre:

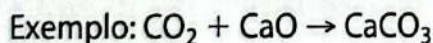
- **Uma base e um ácido, formando-se um sal e água.**



- **Um metal e um ácido, formando-se um sal e hidrogénio.**



- **Um óxido ácido e um óxido básico, formando-se um sal.**



Classificação

Quanto à presença de oxigénio:

- **Sais não oxigenados.** Exemplos: NaCl, KI.
- **Sais oxigenados.** Exemplos: CaSO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

Quanto à presença de elementos químicos diferentes:

- **Sais binários.** Exemplos: CaCl_2 , KBr.
- **Sais ternários.** Exemplos: CaSO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
- **Sais quaternários.** Exemplos: $\text{Ca}(\text{HSO}_4)$.



Fig. 23 O sal (cloreto de sódio – NaCl) é uma substância sólida e cristalina.

Nomenclatura

Os nomes dos sais simples baseiam-se nas designações dos radicais ácidos. Assim, tem-se:

- Sais que derivam de um ácido com terminação **ídrico** (hidrácido), o nome do sal termina em **eto**. Exemplo: NaCl – sal derivado do ácido clorídrico, HCl. O nome do sal é cloreto de sódio.
- Sais que derivam de um ácido com terminação **ico** (oxácido), o nome do sal termina em **ato**. Exemplo: K_2SO_4 – sal derivado do ácido sulfúrico, H_2SO_4 . O nome do sal é sulfato de potássio.
- Sais que derivam de um ácido com terminação **oso** (oxácido), o nome do sal termina em **ito**. Exemplo: K_2SO_3 – sal derivado do ácido sulfuroso, H_2SO_3 . O nome do sal é sulfito de potássio.

A tabela 9 ilustra o que foi até aqui referido.

Tabela 9: Nomes de alguns tipos de sais

Nome dos ácidos	Fórmula química	Fórmula química do radical ácido	Nome do radical	Nome dos sais
Ácido fluorídrico	HF	F^-	Fluoreto	Fluoretos
Ácido clorídrico	HCl	Cl^-	Cloreto	Cloretos
Ácido bromídrico	HBr	Br^-	Brometo	Brometos
Ácido iodídrico	HI	I^-	Iodeto	Iodetos
Ácido sulfídrico	H_2S	S^{2-}	Sulfureto	Sulfuretos
Ácido sulfuroso	H_2SO_3	SO_3^{2-}	Sulfito	Sulfitos
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	SO_4^{2-}	Sulfato	Sulfatos
Ácido nitroso	HNO_2	NO_2^-	Nitrito	Nitritos
Ácido nítrico	HNO_3	NO_3^-	Nitrato	Nitratos
Ácido fosforoso	H_3PO_3	PO_3^{3-}	Fosfito	Fosfitos
Ácido fosfórico	H_3PO_4	PO_4^{3-}	Fosfato	Fosfatos
Ácido carbônico	H_2CO_3	CO_3^{2-}	Carbonato	Carbonatos
Ácido silícico	H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	Silicato	Silicatos

A nomenclatura dos sais de metais com valência variável é complementada por um número que representa a valência do metal nesse composto.

Exemplos: $FeCl_3$ – Cloreto de ferro (III), $FeCl_2$ – Cloreto de ferro (II).

Propriedades comuns

1. Têm sabor salgado.
2. Maioritariamente venenosos.
3. São sólidos cristalinos.
4. Têm pontos de ebulição (p.e.) e pontos de fusão (p.f.) bastante elevados.
5. São compostos iônicos típicos.

Preparação laboratorial do cloreto de ferro (III)**Atenção:**

- O cloro é uma substância muito tóxica pelo que a experiência para a obtenção deste gás deve ser feita no extractor (nicho), que é um lugar próprio que existe no laboratório e que evita a expansão do gás na sala bem como a sua fuga para o ambiente. Deve assegurar-se que a sala onde decorre a experiência esteja bem ventilada.
- O permanganato de potássio é tóxico. Deve lavar-se bem as mãos se alguns cristais entrarem em contacto com a pele.
- O álcool metílico usado na lamparina é muito tóxico.

Material

- 1 funil de decantação
- 2 espátulas
- 1 tubo de ensaio
- 1 kitasato (balão Erlenmeyer com tubuladura lateral)
- 1 tubo abdutor
- 1 rolha para adaptar o funil
- Tina hidropneumática
- Lamparina

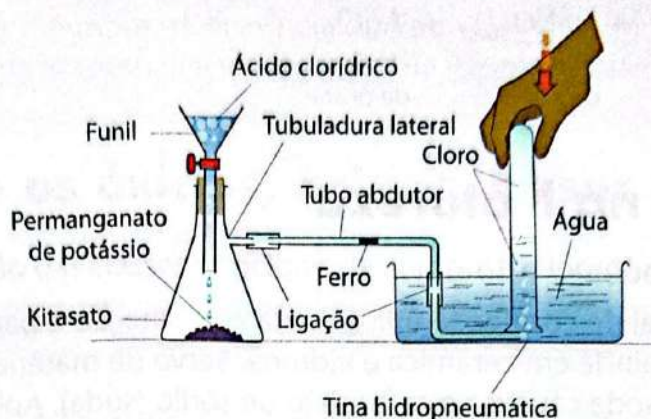
Reagentes

- Ácido clorídrico (HCl)
- Permanganato de potássio em pó (KMnO_4)
- Água da torneira
- Ferro em pó, (Fe)
- Álcool metílico para lamparina

Procedimento

1. Deitar uma espátula rasa de permanganato de potássio no kitasato.
2. Fixar o funil na boca do kitasato com o auxílio de uma rolha.
3. Manter o tubo abdutor na horizontal e com a ponta estreita de uma espátula, colocar uma pequena quantidade de ferro em pó no meio do tubo. Depois, adaptar uma das extremidades do tubo abdutor na tubuladura lateral do kitasato, de modo que a sua extremidade livre penetre na água da tina hidropneumática.
4. Pegar no tubo de ensaio e encher de água. Tapar a boca do tubo de ensaio, cheio de água, com o polegar até o introduzir, de boca para baixo, na tina. Posicionar de forma a cobrir a extremidade do tubo abdutor.
5. Acender a lamparina mantendo-a afastada.
6. Deitar ácido clorídrico no funil de decantação.
7. Com cuidado, abrir a torneira do funil de decantação e deixar cair algumas gotas de ácido clorídrico sobre o permanganato de potássio e agitar cuidadosamente de vez em quando.
8. Esperar que na água do tubo de ensaio apareçam as bolhas.

9. Começar a aquecer o ferro em pó no tubo abdutor, segurando a lamparina directamente por baixo do local onde está o pó no tubo.

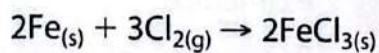


Obtenção do cloreto de ferro (III) no laboratório

Observações e conclusões

Ao aquecer ferro em pó, de cor negra, há formação de um vapor amarelo-alaranjado que se move para a extremidade mais fria do tubo e se deposita no fundo. Este depósito é o cloreto de ferro (III).

A equação da variação e obtenção do cloreto de ferro (III) é:



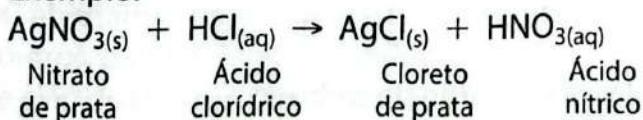
Propriedades químicas

Os sais reagem com ácidos, bases e outros sais em reacções de dupla troca, ou seja, destas reacções formam-se novos sais, novos ácidos e novas bases.

Reacções dos sais com ácidos



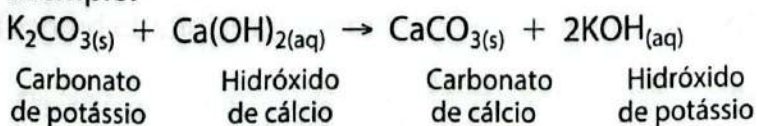
Exemplo:



Reacções dos sais com bases



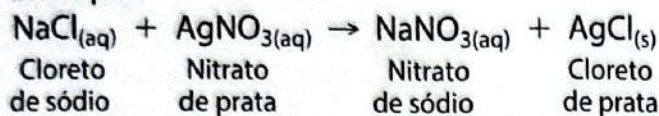
Exemplo:



Reacções dos sais com outros sais



Exemplo:



Principais sais na Natureza

Cloreto de sódio – NaCl

Mais conhecido por sal de cozinha, é utilizado na alimentação e para a conservação de carnes e peixes. Emprega-se ainda em cerâmica e vidraria. Serve de matéria-prima para a obtenção do cloro, ácido clorídrico, soda cáustica e carbonato de sódio (soda). Aplica-se no tingimento de tecidos, na saponificação e em muitos outros processos.

Sulfato de cálcio – CaSO₄



Fig. 24 Adubos

Encontra-se na Natureza em grandes quantidades sob a forma hidratada (com algumas moléculas de água) e denomina-se de diferentes maneiras: giz e gesso. Entra na constituição dos ossos, conchas de mariscos e casca de ovos. Aplica-se na obtenção de cal viva, fabrico de vidros, adubos e cimentos.

Carbonato de sódio – Na₂CO₃

É conhecido por «soda». Também se dá o nome de soda (na culinária) ao hidrogenocarbonato de sódio, NaHCO₃.

O carbonato de sódio emprega-se na indústria química, na preparação de soda cáustica, no fabrico de vidro e sabão, na lavagem de lã e para branquear algodão.

Nitrato de sódio – NaNO₃

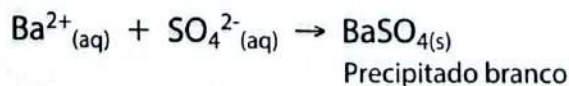
É usado como fertilizante na agricultura e no fabrico de pólvora.

Carbonato de cálcio – CaCO₃

Aplica-se na produção de vidro, cimento, cal viva e dióxido de carbono.

Identificação de iões sulfato

Os iões sulfato são identificados mediante a adição de iões de bário sob forma de cloreto de bário (BaCl₂) à solução que se pensa ser de iões sulfato. Se de facto existirem iões sulfato na solução, observa-se à a formação de uma substância insolúvel de cor branca (precipitado branco).



Química no dia a dia

No nosso país, encontram-se muitas fontes naturais de alguns sais. São os casos do cloreto de sódio, que se encontra na água do mar (no litoral), e do carbonato de cálcio (CaCO_3), que ocorre na forma de mármore na província de Cabo Delgado (Montepuez) e na forma de calcário nas províncias de Maputo (Salamanga), Sofala (Dondo) e Nampula (Nacala).

Relação entre os óxidos, ácidos, bases e sais

Tabela 10: Sistematização das classes principais de compostos inorgânicos

Função	Características
Óxido	<ul style="list-style-type: none"> • Composto binário no qual um dos elementos é sempre o oxigénio. Exemplos: CO_2, Na_2O, CaO. • Nas fórmulas químicas, o oxigénio é escrito no fim.
Ácido	<ul style="list-style-type: none"> • Segundo Arrhenius, é um composto que, dissolvido em água, ioniza-se originando iões hidrogénio, H^+, isto é, prótons, e iões correspondentes ao resto da molécula. Exemplos: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ • Nas fórmulas químicas, o hidrogénio aparece em primeiro lugar.
Base	<ul style="list-style-type: none"> • Segundo Arrhenius, é um composto que, dissolvido em água, liberta como ião negativo exclusivamente o OH^-. Exemplo: $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ • Nas fórmulas químicas, o grupo OH^- é escrito no fim.
Sal	<ul style="list-style-type: none"> • Composto iónico que, dissolvido em água, liberta iões diferentes de H^+ e OH^-. Exemplo: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ • São compostos formados na reacção de neutralização de um ácido com uma base. $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Todas as substâncias básicas, ácidas e salinas, bem como os óxidos básicos, têm em comum a propriedade de se dissociarem em água, obrigando os iões a afastarem-se uns dos outros, o que permite a condução da corrente eléctrica pelas respectivas soluções.

Existe uma ligação estreita entre as diferentes funções químicas. Estas transformações podem ser representadas pelo seguinte esquema (Fig. 25).

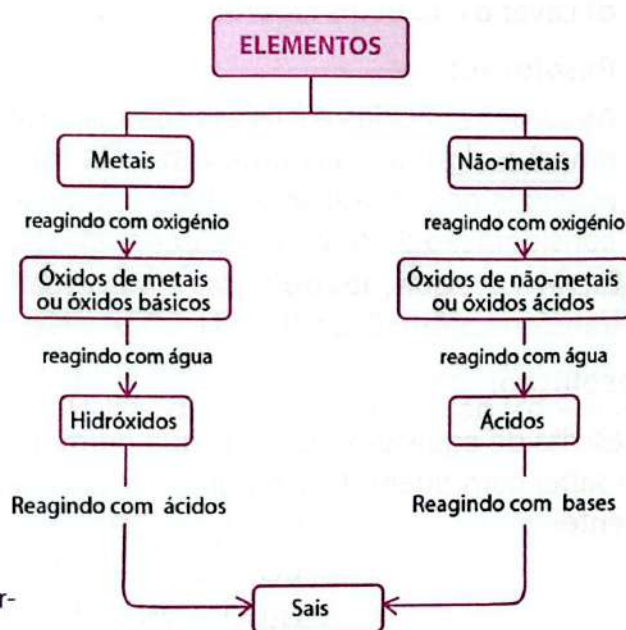


Fig. 25 Esquema da relação entre as substâncias inorgânicas



Exercícios resolvidos

1. Completa os espaços em branco na tabela de modo a haver correspondência entre os nomes e as respectivas fórmulas químicas:

Fórmula química	Nome	Fórmula química	Nome
	Óxido de ferro-II		Hidróxido de cálcio
SO ₂		Cu(OH) ₂	
	Ácido nítrico		Sulfato de sódio
HBr		BaCO ₃	

Resolução:

Para dar nomes aos compostos inorgânicos é necessário ter em conta as regras de nomenclatura e, na escrita das fórmulas químicas ter em conta a fórmula geral do composto, fazer a troca de valências e simplificar os índices onde for necessário. Na tabela existem óxidos, ácidos, bases e sais. O preenchimento correcto da tabela é:

Fórmula química	Nome	Fórmula química	Nome
FeO	Óxido de ferro-II	Ca(OH) ₂	Hidróxido de cálcio
SO ₂	Dióxido de enxofre	Cu(OH) ₂	Hidróxido de cobre-II
HNO ₃	Ácido nítrico	Na ₂ SO ₄	Sulfato de sódio
HBr	Ácido bromídrico	BaCO ₃	Carbonato de bário

2. Ao trabalhar com soluções ácidas e básicas em laboratório deve:

- Usar óculos de protecção, luvas, evitar o contacto dessas soluções com a pele e não consumir nada antes de lavar as mãos.
- Não provar nunca o sabor dessas soluções.
- Manter a mesa sempre seca. Em caso de se despejar alguma parte da solução na mesa, pode-se limpar com as mãos.
- Lavar os objectos laboratoriais a mão usando essas soluções.

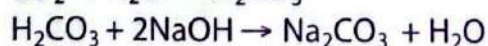
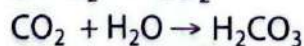
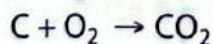
Resolução:

As soluções ácidas e básicas são corrosivas na pele (causam queimaduras na pele e nos olhos) e algumas são venenosas. De modo que é recomendável que se tome as devidas medidas de precaução e de segurança ao manusear as essas soluções, que passam pela consideração do que está referido em a) e b).

3. Escreva as equações químicas, à sua escolha, que permitem a ocorrência das transformações: C a CO₂, a H₂CO₃ e a Na₂CO₃.

Resolução:

A escrita de equações químicas que permitem as transformações indicadas requer que tenhas de saber com quem deve reagir a substância anterior para formar a seguinte, assim sucessivamente.



4. Assinale com um V ou F, conforme seja um procedimento verdadeiro ou falso para o reconhecimento de entre dois frascos, ambos com solução incolor, daquele que contém uma solução ácida.
- a) Retira-se um pouco do conteúdo da solução do frasco para um tubo de ensaio, aquece-se continuamente até o evaporar toda a parte líquida. Se no fundo do tubo de ensaio se observar cristais brancos, é prova de que aquela solução é ácida.
 - b) Retira-se um pouco do conteúdo da solução do frasco para um tubo de ensaio, adiciona-se gotas de solução incolor de fenolftaleína. Se o conteúdo do tubo de ensaio tornar-se vermelho, isso prova que a solução é ácida.
 - c) Retira-se um pouco do conteúdo da solução do frasco para um tubo de ensaio, adiciona-se gotas de solução incolor de fenolftaleína. Se o conteúdo do tubo de ensaio se mantiver incolor, isso prova que a solução é ácida.
 - d) Retira-se um pouco do conteúdo da solução do frasco para um tubo de ensaio, adiciona-se gotas de solução de tornassol. Se o conteúdo do tubo de ensaio tornar-se vermelho, isso prova que a solução é ácida.

Resolução:

Soluções ácidas alteram as cores de indicadores: mantêm incolor a solução de fenolftaleína e tornam vermelha a solução de azul de tornassol. Assim, é correcto o procedimento em c) e d). E falso o descrito em a) e b).

5. Os nomes dos ácidos podem ter terminação «ídrico, ico e oso». Com base na terminação é correcto afirmar que:
- a) São hidrácidos aqueles que apresentam a terminação ídrico.
 - b) São oxácidos aqueles que apresentam a terminação ídrico.
 - c) São hidrácidos aqueles que apresentam a terminação oso.
 - d) São oxácidos aqueles que apresentam a terminação ico e oso.

Resolução:

Os ácidos que no seu nome apresentam a terminação ídrico, não têm oxigénio na sua composição, pelo que são chamados de ácidos hidrácidos. Aqueles que apresentam oxigénio na sua composição, os chamados ácidos oxácidos, têm terminação oso ou ico, dependendo da quantidade de átomos de oxigénio presente na molécula.

Deste modo, são correctas as alternativas a) e d). Por exemplo, HF não apresenta oxigénio, é um ácido hidrácido e o seu nome tem a terminação ídrico, é o ácido fluorídrico. E HNO_2 , apresenta oxigénio, é um ácido oxácido e o seu nome tem a terminação oso – ácido nitroso, visto existir outro ácido com mais oxigénios HNO_3 , que tem a terminação ico – ácido nítrico.



1. Assinala com a definição certa.

«Óxido é...

- a) ... todo o composto que apresenta oxigénio na sua composição.»
- b) ... uma substância que liberta água quando aquecida.»
- c) ... uma substância formada por dois elementos, sendo um deles o oxigénio.»
- d) ... todo o composto que apresenta brilho metálico.»

2. Escreve as fórmulas químicas dos seguintes óxidos:

- a) Óxido de alumínio
- b) Óxido de sódio
- c) Óxido de ferro (II)

3. Dá o nome aos óxidos que se seguem:

- a) SO_3
- b) Cu_2O
- c) Li_2O

4. Completa os espaços em branco na tabela seguinte de modo a corresponder à classificação e à nomenclatura correcta dos óxidos.

Fórmula	Nome	Classificação
	Óxido de sódio	
CO_2		
	Óxido de cobre (I)	Óxido metálico
Al_2O_3		
	Óxido de enxofre	
N_2O_5		Óxido não-metálico

5. Completa e acerta as equações químicas das reacções dos óxidos metálicos:

- a) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- b) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- c) $\text{SO}_2 + \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow$
- d) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

6. Defina ácido, segundo Arrhenius.

7. Indica os nomes dos ácidos:

- a) H_2S
- b) HNO_2
- c) H_3PO_4

8. Escreve as fórmulas químicas dos seguintes ácidos:

- a) Ácido iodídrico
- b) Ácido carbónico
- c) Ácido sulfuroso

9. Dados os ácidos:

- a) H_3PO_4
- b) HCl
- c) HNO_3
- d) H_2S

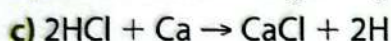
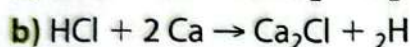
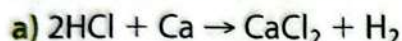
Classifica-os quanto ao número de elementos.



10. Preenche a tabela abaixo de modo a obteres uma classificação certa dos ácidos indicados.

Fórmula do ácido	Classificação quanto à/ao	
	Presença de O ₂	N.º de elementos
H ₂ S		
HNO ₂		
H ₃ PO ₄		

11. Sabendo que os ácidos reagem com os metais formando sal e hidrogénio, a alínea que traduz a equação química certa da reacção entre ácido clorídrico com cálcio é:



12. Indica as fórmulas químicas ou os nomes das bases seguintes:

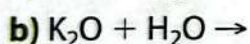
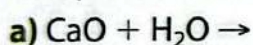
a) Hidróxido de cálcio

c) NaOH

b) Hidróxido de potássio

d) Fe(OH)₃

13. Completa e acerta as equações químicas abaixo de obtenção de bases:



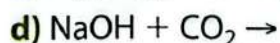
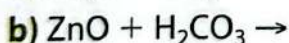
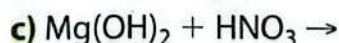
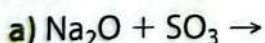
14. Qual das substâncias abaixo referidas reage com o ácido clorídrico, HCl?

a) Zn(OH)₂

b) HBr

c) SO₃

15. Completa e acerta as equações das reacções químicas que se seguem:



16. Deitaram-se algumas gotas do indicador fenolftaleína (incolor) sobre uma solução desconhecida e esta tomou a cor vermelha. A solução desconhecida era:

a) Um ácido

b) Um sal

c) Uma base

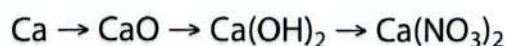
17. Nomeia os sais:

a) Fe₂(SO₄)₃

b) LiCl

c) Na₃PO₄

18. Escreve as equações das reacções correspondentes às transformações que se seguem:



OBJECTIVOS

O aluno deve ser capaz de:

- Descrever a história da teoria atômica.
- Definir os conceitos: número atômico, número de massa e isótopo.
- Realizar cálculos envolvendo partículas subatômicas.
- Descrever a história da Tabela Periódica.
- Enunciar a lei periódica de Mendeleev.
- Conhecer a importância da Tabela Periódica e da lei periódica.
- Conhecer a posição dos elementos na Tabela Periódica.
- Representar a distribuição electrónica dos elementos por níveis de energia.
- Explicar as regularidades da Tabela Periódica ao longo do grupo e período.

UNIDADE 2

CONTEÚDOS

- História da teoria atómica
- Estrutura do átomo: núcleo e electrosfera. Partículas subatómicas: prótons, neutrões e electrões
- Conceito: massa atómica, número atómico e isótopo
- Cálculos envolvendo partículas subatómicas
- História e importância da Tabela Periódica. Lei periódica de Mendeleev
- Constituição da Tabela Periódica: grupos e períodos
- Distribuição de electrões por níveis de energia
- Regularidades na Tabela Periódica e as variações das propriedades ao longo do grupo e período: electronegatividade, número atómico, raio atómico, carácter metálico e não-metálico

Págs. 36 a 55

História da teoria atômica

Nem sempre o ser humano pensou que o átomo é como o conhecemos actualmente. Foi uma ideia que evoluiu ao longo dos anos. Apesar do primeiro modelo atômico ter sido apresentado já no séc. XIX, a ideia de que a matéria é feita de pequeníssimos corpúsculos surgiu há muito tempo.

Na Grécia Antiga, século V a.C., o filósofo grego Leucipo e seu discípulo Demócrito imaginaram a matéria como sendo constituída por pequeníssimas partículas indivisíveis – os átomos, como lhes chamaram. Concluíram que a matéria não poderia ser infinitamente divisível. Se partíssemos variadas vezes, chegaríamos a uma partícula muito pequena, indivisível e impenetrável a que se denominou átomo.

Esta é uma palavra de origem grega que deriva de *a* + *thomos*, que significa "sem divisão".

Era uma ideia muito avançada para esta altura, mas não havia possibilidade de fazer observações que a pudessem apoiar.

Só muito mais tarde, com a evolução da tecnologia é que foi possível obter evidências experimentais.

Assim, **esta ideia de que os átomos seriam pequenas partículas indivisíveis perdurou durante mais de vinte séculos!**

Como é o átomo? De que é feito? São questões que levaram ao desenvolvimento de diferentes teorias que são conhecidas por **modelos**.

Modelo atômico de Dalton

John Dalton viria a apresentar um primeiro «modelo» para o átomo. Para Dalton, o átomo era uma pequena esfera maciça, constituída de toda a matéria.

A teoria atômica de Dalton assentava nas seguintes hipóteses:

- A matéria era formada por partículas muito pequenas designadas por átomos.
- Os átomos eram indivisíveis e indestrutíveis.
- Os átomos de um mesmo elemento eram iguais.
- Os átomos de elementos diferentes eram diferentes.
- Os átomos de diferentes elementos combinavam-se entre si formando compostos.



Fig. 1 John Dalton (1766-1844)



Fig. 2 Modelo atômico Dalton



Fig. 3 Joseph John Thomson (1856-1940)

Modelo atômico de Thomson

Entretanto, no fim do século XIX determinou-se uma série de factos que esclareciam a estrutura composta dos átomos e a possibilidade de se transformarem. Trata-se, em primeiro lugar, da descoberta do electrão pelo físico inglês Joseph Thomson, em 1897. Para Thomson, o átomo teria o aspecto de um «bolo de passas», seria uma esfera maciça de carga positiva, uniformemente distribuída onde se encontrariam espalhados os electrões com carga negativa

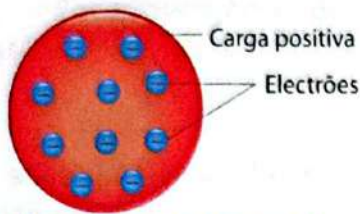


Fig. 4 Modelo atômico de Thomson

Depois de vários estudos, concluiu-se que os electrões apresentavam carga negativa. No entanto, os átomos não possuem carga eléctrica, são electricamente neutros. Concluiu-se, então, que os átomos continham, para além dos electrões, partículas com carga positiva. Por outras palavras, os átomos são formações compostas que se constroem a partir de unidades estruturais mais pequenas.

Modelo atômico de Rutherford

Para examinar a hipótese de Thomson e para determinar com maior exactidão a estrutura interna do átomo, Rutherford realizou uma série de experiências e em 1911 propôs o modelo nuclear do átomo, segundo o qual o átomo é composto por um núcleo carregado positivamente, no qual está concentrada a parte dominante da massa do átomo e por electrões que giram em volta dele em órbitas circulares bem definidas, tal como os planetas em volta do Sol (modelo planetário).

A carga positiva do núcleo é compensada pela carga negativa, resultante dos electrões, de modo que o átomo no seu todo é neutro. Portanto, o número de prótons no núcleo é igual ao de electrões, daí o átomo ser um sistema electricamente neutro ($p^+ = e^-$).

Contudo, o modelo atômico de Rutherford, apesar de inovador, continha limitações que irá estudar mais tarde.



Fig. 5 Ernest Rutherford (1871-1937)

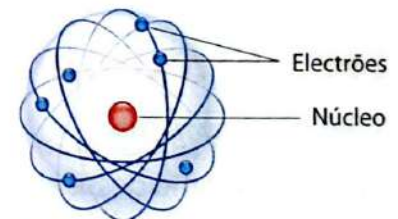


Fig. 6 Modelo atômico de Rutherford

Modelo atômico de Bohr

Partindo do modelo nuclear do átomo de Rutherford, em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr adoptou uma analogia com o sistema solar, com os electrões a descreverem órbitas em torno do núcleo, mas acrescentando que só determinadas órbitas seriam possíveis, correspondendo maior energia aos electrões que descreviam órbitas com raios maiores. Este modelo, apesar de apresentar limitações, seria importante para o desenvolvimento de conceitos da estrutura atômica.



Fig. 7 Niels Bohr (1885-1962)

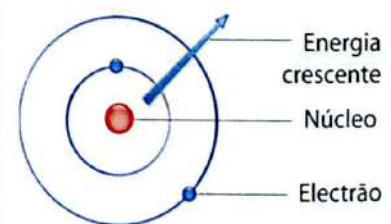


Fig. 8 Modelo atômico de Bohr

Para Bohr os electrões não podem ser encontrados entre as órbitas porém, pode saltar de uma órbita para outra mediante absorção ou perda de energia.

Com efeito chamou às órbitas de **níveis de energia(n)** que correspondem às **camadas** que são representadas por letras K, L, M, N, O, P, Q.

Estrutura atômica

Partículas fundamentais do átomo

A primeira vez que a palavra «átomo» foi usada tinha o significado de indivisível. Hoje sabe-se que o átomo não é indivisível. O átomo é constituído por partículas ainda mais pequenas chamadas de partículas subatómicas. Na tabela 1, apresentam-se as partículas fundamentais do átomo.

Tabela 1: Estrutura do átomo

Partícula subatómica		Carga eléctrica
No núcleo	Protão (p^+)	+1
	Neutrão (n)	0
Em volta do núcleo (electrosfera ou nuvem electrónica)	Electrão (e^-)	-1

Número atómico e número de massa

Designa-se por **número atómico de um elemento, Z** , o número de protões que existe no núcleo do átomo desse elemento.

Como não há dois elementos químicos com o mesmo número de protões, o número atómico é característico de cada elemento.

Um elemento químico é caracterizado pelo seu número atómico (Z), pelo qual pode ser identificado.

O número de protões no núcleo é igual ao número de electrões num átomo neutro ($p^+ = e^-$).

Designa-se por **número de massa, A** , o número de partículas existentes no núcleo de um átomo (nucleões).

O **número de massa** indica o número de protões e de neutrões que existem no núcleo de um átomo.

$$A = Z + n$$

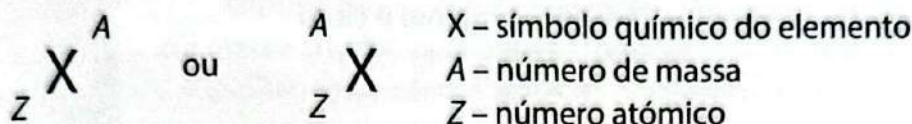
Onde: A – número de massa

Z – número atómico (número de protões)

n – número de neutrões

Enquanto que o número atómico é característico de cada elemento, o número de massa não pois, os átomos de um elemento podem ter diferente número de neutrões.

Por convenção, pode representar-se simbolicamente um elemento, indicando o seu número atômico e o seu número de massa da seguinte forma:



Exemplos: ${}^1_1\text{H}$, ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{23}_{11}\text{Na}$.

Tomando o exemplo do ${}^{12}_6\text{C}$, temos:

- Número atômico é $Z = 6$;
- Número de prótons é $p^+ = 6$;
- Número de electrões é $e^- = 6$ pois, o átomo é electricamente neutro ($p^+ = e^-$)
- Número de massa é $A = 12$
- Número de neutrões é $n = 6$, pois:

$$\begin{aligned} A &= Z + n \\ n &= A - Z \\ n &= 12 - 6 \\ n &= 6 \end{aligned}$$

Isótopos

Isótopos são átomos de um mesmo elemento químico com igual número atômico e diferente número de massa.

Exemplo:

O elemento químico hidrogénio cujo número atômico é $Z = 1$ forma 3 isótopos:

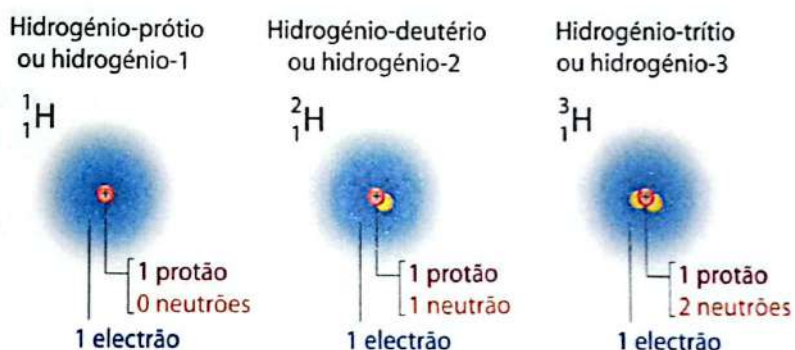


Fig. 9 Isótopos do elemento hidrogénio.

- O **número atômico** identifica a espécie química do átomo.
- O **número de massa** e o número atômico identificam o isótopo.

Na tabela 2 apresentam-se os isótopos de outros elementos químicos.

Tabela 2: Isótopos dos elementos carbono, oxigénio e cloro

Elemento	Símbolo químico	Número atómico	Isótopos
Carbono	C	6	$^{12}_6\text{C}$ $^{13}_6\text{C}$ $^{14}_6\text{C}$
Oxigénio	O	8	$^{16}_8\text{O}$ $^{17}_8\text{O}$ $^{18}_8\text{O}$
Cloro	Cl	17	$^{35}_{17}\text{Cl}$ $^{37}_{17}\text{Cl}$

Os isótopos de um elemento designam-se, em geral, pelo nome do elemento seguido do número de massa. Assim, quando dizemos carbono-14, estamos a referir-nos ao isótopo do carbono com número de massa 14.

Os isótopos de um elemento têm um comportamento químico idêntico, pois possuem o mesmo número de prótons e de electrões; as suas propriedades físicas é que são diferentes.

História da Tabela Periódica

As primeiras tentativas de classificação dos elementos químicos não iam mais longe do que o agrupamento de elementos, dividindo-os em grupos com base nas semelhanças das suas propriedades químicas. Além disso, cada elemento era examinado isoladamente, sem ligação com os outros elementos.

A primeira tentativa de classificação foi feita por **Lavoisier**, francês, (1789) e incluía 33 substâncias. Esta classificação deixava de fora a maior parte dos elementos conhecidos na altura, o que revelava quanta imperfeição havia nos conceitos daquele químico.

Em 1812, **Jacob Berzelius**, sueco, apresenta uma tabela com 42 elementos, baseada em analogias de propriedades físicas e químicas dos elementos, dividindo-os em metais e não-metais.

Johann Wolfgang Dobereiner (1780-1849), alemão, em 1829 descobre a disposição dos elementos em tríades e formula a lei das tríades, segundo a qual: «Existem grupos de três elementos cujos pesos atómicos formam uma progressão aritmética».

O cientista **John Newlands** (1837-1898), químico inglês, em 1866 formula a lei das oitavas: «Dispondo os elementos em sequência crescente de pesos atómicos, o primeiro torna-se semelhante ao oitavo, repetindo-se o facto em intervalos regulares».

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



Fig. 10 Lothar Meyer (1830-1895)

Lothar Meyer, químico alemão, descobre a regularidade nas propriedades como a condutibilidade para o calor e a electricidade.

Dimitri Ivanovich Mendeleev, dispoñendo os elementos segundo a sequência crescente dos seus pesos atômicos, conseguiu:

- Dispor os elementos em harmonia com a semelhança das suas propiedades.
- Inverter o posicionamento de certos elementos, por exemplo Ar por Kr; Co e Ni; Te e I, agrupando-os de acordo com as suas semelhanças.
- Prever os espaços vazios na Tabela Periódica, com vista a colocar elementos ainda por descobrir.

Assim, **Mendeleev**, químico russo, em 1869, formula a lei periódica:

«As propiedades dos elementos são uma função periódica dos seus pesos atômicos».

- Em 1914, **Moseley**, cientista inglês, verifica que o número atômico (Z) é a característica principal do elemento químico e reformula a lei periódica:

«As propiedades dos elementos químicos são uma função periódica dos seus números atômicos».



Fig. 11 Dimitri Mendeleev (1834-1907)

Tabela Periódica

A **tabela** ou **quadro periódico** dos elementos é um sistema onde os elementos químicos estão ordenados segundo a ordem crescente dos seus **números atômicos**. Existem actualmente 117 elementos químicos.

1 H 1,01 Hidrogénio																	2 He 4,00 Hélio
3 Li 6,94 Lítio	4 Be 9,01 Berílio											5 B 10,81 Boro	6 C 12,01 Carbono	7 N 14,01 Azoto	8 O 16,00 Oxigénio	9 F 18,99 Fluor	10 Ne 20,18 Neón
11 Na 22,99 Sódio	12 Mg 24,31 Magnésio											13 Al 26,98 Alumínio	14 Si 28,09 Silício	15 P 30,97 Fósforo	16 S 32,06 Enxofre	17 Cl 35,45 Cloro	18 Ar 39,95 Argón
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 51,99 Cromo	25 Mn 54,94 Manganés	26 Fe 55,85 Ferro	27 Co 58,93 Cobalto	28 Ni 58,69 Níquel	29 Cu 63,55 Cobre	30 Zn 65,39 Zinco	31 Ga 69,72 Gálio	32 Ge 72,61 Germanio	33 As 74,92 Arsénio	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 Nióbio	42 Mo 95,94 Molibdénio	43 Tc (98) Tecnécio	44 Ru 101,07 Ruténio	45 Rh 102,91 Ródio	46 Pd 106,42 Paládio	47 Ag 107,87 Prata	48 Cd 112,41 Cádmio	49 In 114,82 Índio	50 Sn 118,71 Estanho	51 Sb 121,75 Antimónio	52 Te 127,60 Telúrio	53 I 126,90 Iodo	54 Xe 131,29 Xénon
55 Cs 132,91 Césio	56 Ba 137,33 Bário	57 La 138,91 Lantânio	72 Hf 178,49 Háfnio	73 Ta 180,95 Tântalo	74 W 183,84 Tungsténio	75 Re 186,21 Rénio	76 Os 190,23 Ósmio	77 Ir 192,22 Iridio	78 Pt 195,08 Platina	79 Au 196,97 Ouro	80 Hg 200,59 Mercúrio	81 Tl 204,38 Tálio	82 Pb 207,20 Chumbo	83 Bi 208,98 Bismuto	84 Po (209) Polónio	85 At (210) Astató	86 Rn (222) Radón
87 Fr (223) Frâncio	88 Ra (226) Rádio	89 Ac (227) Actínio	104 Rf (261) Rutherfordio	105 Db (262) Dubnio	106 Sg (263) Seabórgio	107 Bh (264) Bohrio	108 Hs (265) Hássio	109 Mt (268) Meitnério	110 Ds (269) Darmstádio	111 Uuu (272) Ununúnio	112 Uub (277) Unúbio	113 Uut (284) Ununtrio	114 Uuq (289) Ununquádio	115 Uup (288) Ununpentio	116 Uuh (289) Ununhexio	117 Uuo (293) Ununóctio	
58 Ce 140,12 Cério	59 Pr 140,91 Praseodímio	60 Nd 144,24 Nodímio	61 Pm (145) Promécio	62 Sm 150,36 Samário	63 Eu 151,96 Európio	64 Gd 157,25 Gadolínio	65 Tb 158,93 Térbio	66 Dy 162,50 Disprósio	67 Ho 164,93 Hólmio	68 Er 167,26 Érbio	69 Tm 168,93 Tulio	70 Yb 173,04 Ítrbio	71 Lu 174,97 Lutécio				
90 Th 232,04 Tório	91 Pa 231,04 Protactínio	92 U 238,03 Urânio	93 Np (237) Neptúnio	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) Nobelio	103 Lr (262) Lauréncio				

Fig. 12 Tabela Periódica dos elementos

UNIDADE 2

A Tabela Periódica é constituída por **grupos** e **períodos**. Os **grupos** correspondem à ordenação vertical dos elementos.

Existem na tabela oito grupos principais (grupos A) e oito grupos secundários (grupos B). A União Internacional da Química Pura e Aplicada (IUPAC) recomenda a numeração dos grupos de 1 a 18.

IA 1																	VIIIA 18
H	IIA 2											IIIA 13	IVA 14	VA 15	VI 16	VIIA 17	He
Li	Be	III 3	IV 4	V 5	VI 6	VII 7	VIII 8	IX 9	X 10	XI 11	XII 12	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
K	Ca	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Rb	Sr	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Cs	Ba	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh		Uuo
Fr	Ra																

Lantanídeos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actinídeos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Fig. 13 Ordenação dos elementos em grupos

Os grupos, também designados por **famílias**, são representados por numeração romana e alguns têm denominação especial.

- O grupo IA é chamado grupo dos **metais alcalinos**;
- O grupo IIA é chamado grupo dos **metais alcalino-terrosos**;
- O grupo VIA é chamado grupo dos **calcogêneos**;
- O grupo VIIA é chamado grupo dos **halogêneos**;
- O grupo VIIIA é chamado grupo dos **gases nobres** ou **gases raros** ou ainda **inertes**.

Os elementos dos grupos A são chamados de **elementos representativos**. Os elementos dos grupos B, são chamados por **elementos de transição**.

H																
Metais alcalinos	Metais alcalino-terrosos	Elementos de transição										Calcogêneos	Halogêneos	Gases nobres		

Fig. 14 Nomes específicos de alguns grupos da Tabela Periódica

Os **períodos** são a ordenação horizontal dos elementos químicos. A tabela periódica apresenta sete períodos.

Em geral os períodos não apresentam designações especiais, mas as duas últimas ordenações horizontais têm a designação **Lantanídeos** e **Actinídeos** e estas ordenações pertencem ao 6.º e 7.º períodos, respectivamente.

1	H																
2																	
3																	
4			longos = 18 elementos														
5																	
6			muito longo = 18 elementos														
7																	
6	Lantanídeos																
7	Actinídeos																

Fig. 15 Ordenação dos elementos em períodos

Em cada um dos lugares da tabela é indicado o símbolo químico do elemento e outras informações relativas a esse elemento, como nome, número atômico e massa atômica relativa.

Nas linhas horizontais da tabela, ou períodos, os elementos estão organizados em **metálicos** e **não-metálicos**. Os elementos que se encontram destacados junto à linha separadora dos metais e não metais são conhecidos por **semimetais**, uma vez que têm características intermédias entre metais e não-metals.

O hidrogénio que é o elemento de número atômico menor ($Z = 1$) e, portanto, o primeiro elemento da Tabela Periódica, **tem um lugar à parte na tabela**; é um elemento que, apesar de aparecer muitas vezes colocado no grupo 1, não pertence a ele, pois não é **metal**. Há quem o coloque neste grupo por ter apenas um electrão de valência, tal como acontece com os metais alcalinos. Por outro lado, tem características de não-metal.

Metais
 Semimetais
 Não-metais

	1																	18																														
1	H	2											13	14	15	16	17	He																														
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																														
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar																														
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																														
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																														
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																														
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh		Uuo																														
			<table border="1" style="border-collapse: collapse; width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td style="background-color: #D3D3D3;">Lantanídeos</td> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td style="background-color: #D3D3D3;">Actinídeos</td> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>																Lantanídeos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Actinídeos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Lantanídeos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																		
Actinídeos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																		

Fig. 16 Localização de metais, não-metals e semimetals na tabela periódica

Distribuição electrónica em níveis de energia

Niels Bohr, cientista dinamarquês, no seu modelo da estrutura atômica, de entre vários aspectos, procurou explicar a disposição dos electrões (maneira como os electrões estão colocados ou arrumados) na electrosfera. Assim, Bohr formulou os seguintes princípios:

- O átomo apresenta um núcleo positivo e está rodeado de electrões (negativos).
- A electrosfera está dividida em regiões denominadas camadas, que são órbitas ou linhas circulares bem definidas. O electrão na electrosfera encontra-se sempre numa determinada camada.
- A cada camada ou órbita corresponde um valor de energia bem definido para o sistema núcleo-electrão.

De acordo com o Modelo de Bohr, os electrões na electrosfera têm uma distribuição específica em camadas, também chamadas de níveis de energia. A esta ordenação chamamos de distribuição electrónica ou estrutura electrónica.

Bohr designou as camadas pelas letras K, L, M, N, O, P, Q, respectivamente, a contar do núcleo para a electrosfera. As camadas correspondem aos níveis de energia "n", que assumem valores numéricos 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, contados a partir do mais próximo do núcleo ao mais afastado.

Segundo Bohr, os electrões ocupam as diferentes camadas, distribuindo-se por ordem crescente de energia, dos níveis de menor quantidade de energia para os de maior quantidade.

Significa que os electrões dispõem-se, primeiro, no primeiro nível ($n = 1$) e quando este nível estiver preenchido, passa-se a preencher o segundo nível ($n = 2$), assim sucessivamente. Portanto, só se distribuem electrões nos níveis de energia superiores quando os inferiores estiverem totalmente preenchidos.

Quando é que um nível de energia está totalmente preenchido?

Experiências realizadas revelam que existe um número máximo de electrões permitido em cada nível de energia ou camada. De acordo com o estabelecido por Stoner:

- **1.ª Regra:** o número máximo de electrões por nível de energia é calculado com base na fórmula $N = 2n^2$ onde n representa o número de níveis de energia.
- **2.ª Regra:** o número máximo de electrões permitido no último nível de energia é 8, com excepção do 1.º nível, que só pode conter no máximo dois electrões.

Observe a tabela 3.

Tabela 3: Níveis de energia ou camadas

Nível de energia	Camada	Número de electrões máximos (N)
$n = 1$ (1.º nível de energia)	K	$2 \times 1^2 = 2$
$n = 2$ (2.º nível de energia)	L	$2 \times 2^2 = 4$
$n = 3$ (3.º nível de energia)	M	$2 \times 3^2 = 18$
$n = 4$ (4.º nível de energia)	N	$2 \times 4^2 = 32$
$n = 5$ (5.º nível de energia)	O	$2 \times 5^2 = 50$
$n = 6$ (6.º nível de energia)	P	$2 \times 6^2 = 72$
$n = 7$ (7.º nível de energia)	Q	$2 \times 7^2 = 98$

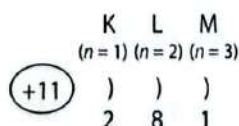
Os electrões do último nível de energia permitido de um átomo são chamados **electrões d valência**. Estes electrões são especialmente importantes pois situam-se no nível com mais energia do átomo e são responsáveis pelo modo como o átomo reage com outros.

Consideremos um exemplo: o átomo de sódio (Na) tem 11 electrões. A sua distribuição electrónica é feita da seguinte maneira:

1.º nível – 2 electrões

2.º nível – 8 electrões

3.º nível – 1 electrão



A representação da distribuição electrónica para o átomo de sódio pode ser 2:8:1.

A estrutura de um átomo também pode ser representada esquematicamente. Os diferentes níveis de energia eletrônicos são representados por circunferências com pontos que indicam os elétrons.

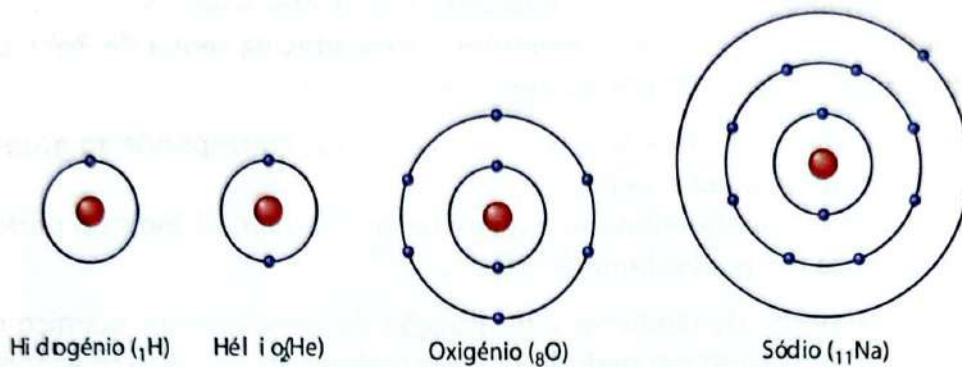


Fig. 16 Representação esquemática da estrutura eletrônica de alguns átomos

Na tabela 4 apresentam-se os números atômicos e as distribuições eletrônicas dos primeiros 20 elementos químicos da Tabela Periódica.

Tabela 4: Distribuição eletrônica dos primeiros 20 elementos químicos

Elemento	Símbolo	Número atômico	Distribuição eletrônica
Hidrogênio	H	1	1
Hélio	He	2	2
Lítio	Li	3	2:1
Berílio	Be	4	2:2
Boro	B	5	2:3
Carbono	C	6	2:4
Nitrogênio	N	7	2:5
Oxigênio	O	8	2:6
Flúor	F	9	2:7
Néon	Ne	10	2:8
Sódio	Na	11	2:8:1
Magnésio	Mg	12	2:8:2
Alumínio	Al	13	2:8:3
Silício	Si	14	2:8:4
Fósforo	P	15	2:8:5
Enxofre	S	16	2:8:6
Cloro	Cl	17	2:8:7
Árgon	Ar	18	2:8:8
Potássio	K	19	2:8:8:1
Cálcio	Ca	20	2:8:8:2

Relação entre estrutura atômica e Tabela Periódica

Segundo os princípios de distribuição eletrônica baseados na teoria de Bohr, depois de efectuada a distribuição eletrônica de um átomo:

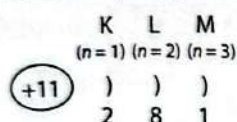
- O **número de elétrons** que aparecem na **última camada**, corresponde ao **grupo** em que se localiza o elemento no quadro periódico.
- O **número de camadas** (ou quantidade total de níveis de energia), indica o **período** onde se localiza o elemento no quadro periódico.

Portanto, quando se pretende conhecer a localização de um elemento químico na Tabela Periódica, isto é, saber qual o grupo e o período em que o elemento químico se encontra, basta conhecermos o número atômico desse elemento e fazermos a distribuição eletrônica.

O número total de elétrons que estarão na última camada corresponde ao grupo onde o elemento se localiza e o número total de camadas ou de níveis de energia corresponderá ao período no qual estará localizado.

O grupo é indicado ou escrito em numeração romana, enquanto que o número de período, escreve-se usando a numeração normal.

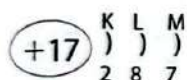
Por exemplo, para o átomo de sódio (${}_{11}\text{Na}$) temos a seguinte localização:



Grupo: I A, possui um elétron na última camada.

Período: 3.º, possui três camadas na distribuição eletrônica.

Para o átomo de cloro (${}_{17}\text{Cl}$), a localização é,



Grupo: VII A, possui sete elétrons na última camada.

Período: 3.º, possui três camadas na distribuição eletrônica.

Regularidades na Tabela Periódica

Propriedades ao longo do grupo e período

A denominação Tabela Periódica deve-se ao facto de que o comportamento químico, o raio atômico, o número de elétrons de valência, as propriedades não-metálicas, as propriedades metálicas, etc., variam periodicamente, o que permite explicar e até prever as propriedades de um elemento partindo da sua posição na Tabela Periódica.

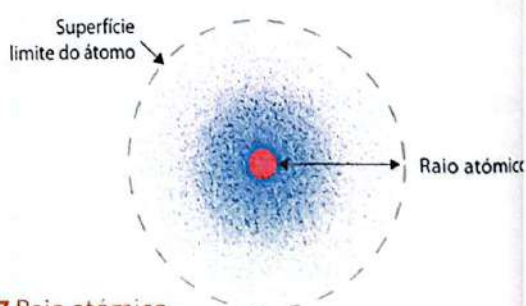


Fig. 17 Raio atômico

Raio atômico é a dimensão do átomo medida a partir do núcleo até à última camada como mostra a figura 17.

No **grupo** o raio atômico aumenta de cima para baixo, com o aumento do número de níveis de energia.

No **período** o raio atômico aumenta da direita para esquerda, pois com o aumento do número atômico diminui o raio devido ao aumento da atracção entre os electrões e o núcleo.

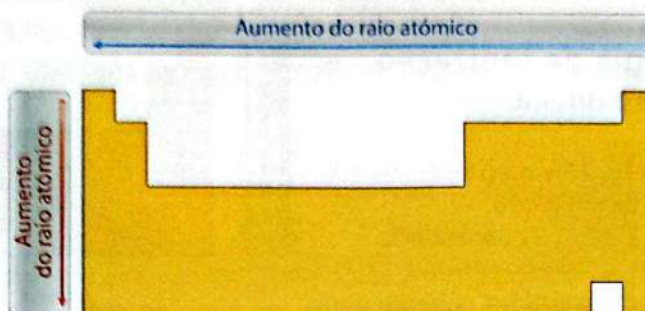


Fig. 18 Variação do raio atômico

Electronegatividade é a medida da tendência de um átomo atrair os electrões da ligação quando está ligado a outro átomo.

O conceito de electronegatividade foi introduzido em 1932 por Linus Pauling.

Pauling propôs o valor de 4,0 para a electronegatividade do flúor, o elemento mais electro-negativo da Tabela Periódica e 0,7 para o elemento menos electrogenativo.

Na figura 19 apresentam-se os valores da electronegatividade dos elementos da Tabela Periódica. E não estão definidos valores de electronegatividade para os gases nobres.

H 2,1																	He
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,6	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1															

Fig. 19 Valores de electronegatividade de Linus Pauling

No **grupo** a electronegatividade aumenta de baixo para cima.

No **período** a electronegatividade aumenta da esquerda para a direita.

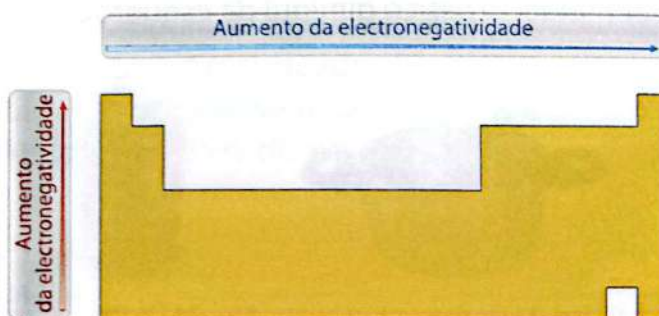


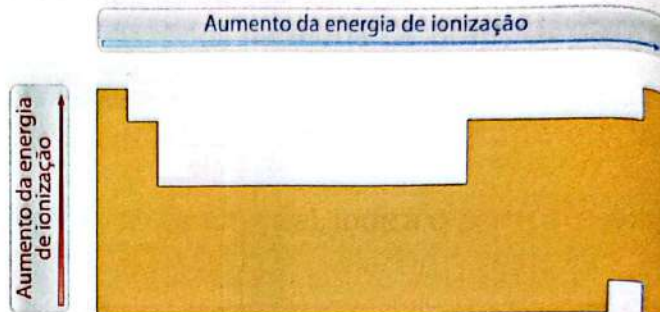
Fig. 20 Variação da electronegatividade

Energia de ionização – é a energia mínima que é necessária fornecer a um átomo isolado, no estado gasoso, para lhe remover um electrão.

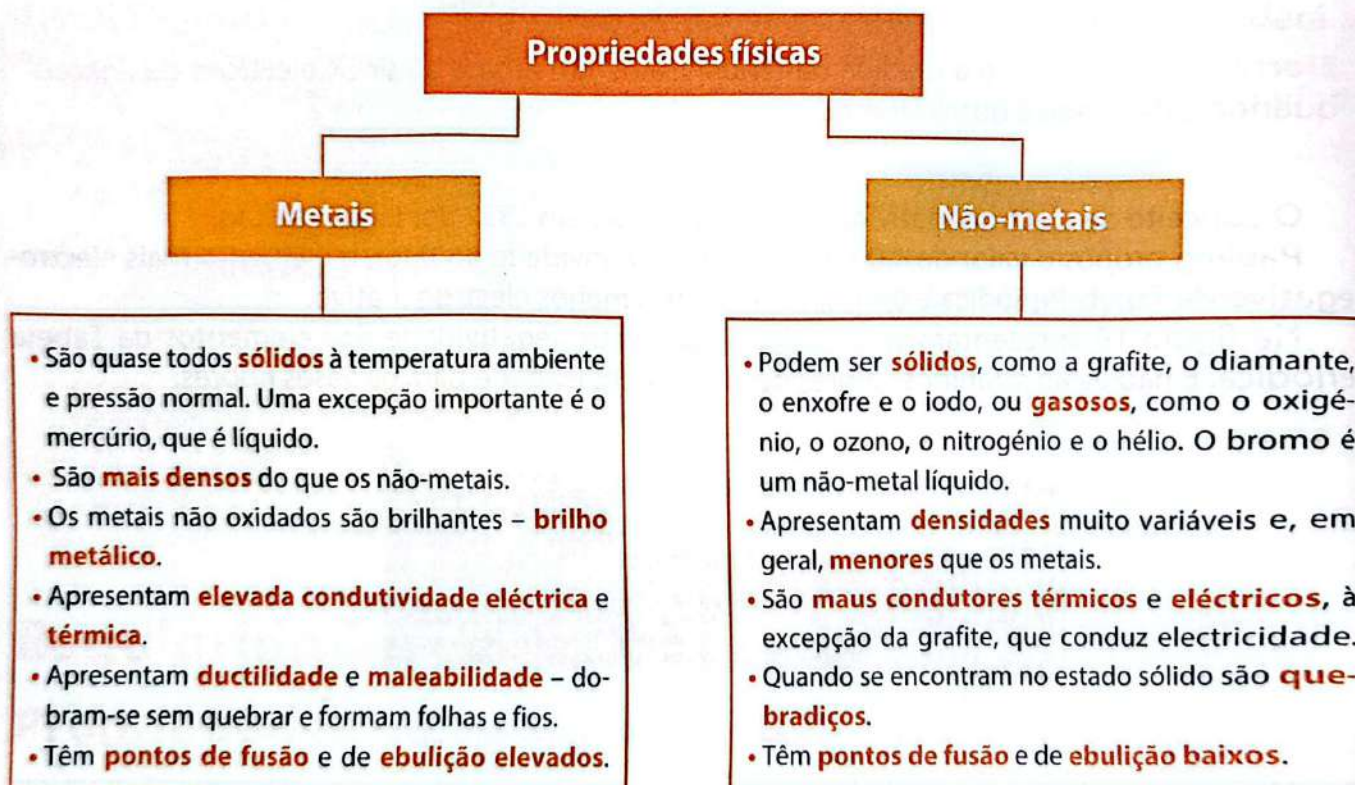
No **grupo** a energia de ionização aumenta de baixo para cima.

No **período** a energia de ionização aumenta da esquerda para a direita.

Fig. 21 Variação da energia de ionização



Características dos metais e dos não-metais



No **grupo** as propriedades metálicas/básicas dos elementos aumentam de cima para baixo.

No **período** o carácter metálico/básico diminui da esquerda para a direita.



Fig. 22 O bromo é um não-metal líquido à temperatura ambiente.



Fig. 23 Os metais são bons condutores térmicos.



Fig. 24 Os metais, como o cobre, são maleáveis e dúcteis.



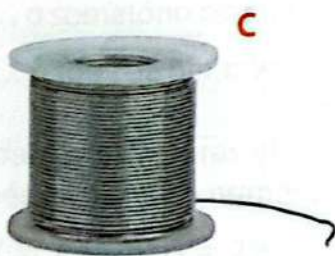
Fig. 25 Os metais são bons condutores eléctricos.

Química no dia a dia

Uma liga metálica é uma solução sólida que se obtém por arrefecimento de uma mistura homogênea fundida de um metal com um ou mais elementos metálicos ou não-metálicos. Assim, a liga tem uma aparência exterior homogênea e os seus componentes não podem ser separados por processos físicos.

Em que situações se utilizam as ligas metálicas? Observa a tabela seguinte.

Ligas metálicas	Composição	Usos
Amálgama	Hg	Medicina.
Bronze	Cu + Sn	Sinos, moedas, estátuas, medalhas.
Latão	Cu + Zn	Tubos, radiadores, armas, cartuchos, torneiras.
Solda	Pb + Sn	Solda usada para alguns materiais.
Aço inox	Fe + C + Cr + Ni	Peças de carro, utensílios de cozinha, talheres, brocas.



Exemplos de ligas metálicas: bronze (A); latão (B); solda (C); aço inox (D).

O aço, uma das ligas mais vulgarmente utilizadas, é uma liga de ferro e carbono.

O aço tem uma enorme influência na vida das pessoas; é usado nos carros, nos edifícios, nas casas, nas torres de electricidade, nas tubagens do gás natural, nas maquinarias, nos armamentos, etc.

O aço é, sem dúvida, o material mais importante, mais multifuncional e mais adaptável que até hoje se inventou. O desenvolvimento das sociedades teria sido impossível sem o aço.

O ouro puro (24 K) é amarelo-dourado e é constituído por 100% de ouro, no entanto existem no mercado diferentes ligas de ouro e que são utilizadas em joalharia. O ouro 18 K é constituído por 75% de Au (ouro) e 25% de Ag (prata) e/ou cobre.





Exercícios resolvidos

1. São conhecidos dois isótopos do elemento químico cloro. Faça as determinações que achar necessárias e preencha os espaços em branco na tabela.

Representação	Z	A	p^+	e^-	n
				17	18
	17	37			

Resolução:

Para preencher a tabela procede-se do seguinte modo:

- Na segunda linha da tabela é dado o número de electrões que é igual a 17. Sabe-se que num átomo o número de electrões é igual ao número de protões, que é igual ao número atómico ($p^+ = e^- = Z$). Assim podemos preencher os valores de Z e p^+ , que é igual a 17.
- O número de massa, A corresponde ao somatório do número de protões e de neutrões que se encontram no núcleo. Assim sendo: $A = p^+ + n = 17 + 18 = 35$. Preenchemos na tabela.
- Na terceira linha, é dado o $Z = 17$. Sendo ($Z = e^- = p^+$), então, preenchemos.
- O número de neutrões determina-se pela diferença $n = A - p^+ = 37 - 17 = 20$.
- A representação do elemento pressupõe colocar o símbolo do elemento com Z por baixo e A por cima do elemento.

Representação	Z	A	p^+	e^-	n
$^{35}_{17}\text{Cl}$	17	35	17	17	18
$^{37}_{17}\text{Cl}$	17	37	17	17	20

2. Qual é localização do elemento F na Tabela Periódica? Sabe-se que seu $Z = 9$.

Resolução:

Localizar um elemento na Tabela Periódica, significa identificar o grupo e o período em que se encontra. Para tal faz-se a distribuição electrónica e, o número de electrões da última camada corresponde ao grupo e o número de camadas indica o período.

${}_9\text{F}$: 2: 7

Grupo: VII A, possui sete electrões na última camada.

Período: 2.º, possui duas camadas na distribuição electrónica.



Atenção: Usa sempre a Tabela Periódica para resolveres os exercícios propostos!

1. Dada a notação ${}^{70}_{25}\text{X}$, indica as afirmações correctas.

- a) 70 indica o número atómico do elemento.
- b) 25 é o número atómico do elemento.
- c) 70 é o número de massa do elemento.
- d) X é o símbolo químico do elemento.

2. «O valor 25 na notação ${}^{70}_{25}\text{X}$ indica...

Escolhe a alternativa correcta.

- a) ... o número total de protões que se encontra no núcleo.»
- b) ... o somatório de protões e de electrões que se encontram no núcleo.»
- c) ... o somatório de protões e de neutrões que se encontram na electrosfera.»
- d) ... o total de neutrões no átomo.»

3. Indica a resposta correcta. «O valor 70 na notação ${}^{70}_{25}\text{X}$ representa...

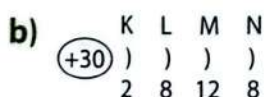
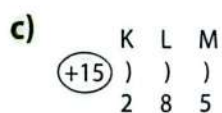
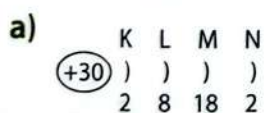
- a) ... o somatório do número de electrões e de neutrões.»
- b) ... o somatório do número de protões e de electrões.»
- c) ... o somatório do número de protões e de neutrões.»
- d) ... o total de neutrões no átomo.»

4. Dadas as estruturas electrónicas pertencentes a três espécies químicas diferentes, qual das espécies possui o número atómico (Z) igual a 10?

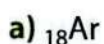
- a) X = 2:7 b) G = 2:8 c) Y = 2:8:1 d) Y = 2:4:4

5. Que semelhanças existem nas configurações electrónicas dos átomos com os números atómicos 3, 5, 7 e 9?

6. Indica a opção correcta para a distribuição electrónica do elemento ${}^{30}_{15}\text{X}$.



7. Faz a distribuição electrónica dos elementos abaixo e indique o período e o grupo a que pertence cada um deles:





Exercícios propostos

8. O átomo do elemento Y tem a seguinte distribuição electrónica - 2:8:8:1. Indica as opções correctas.

a) O número total de electrões do elemento Y é:

- A. 8 B. 16 C. 13 D. 19

b) O número atómico do elemento Y é:

- A. 19 B. 18 C. 15 D. 8 E. 10

c) Na camada L existem:

- A. 2 electrões B. 8 electrões C. 19 electrões D. 1 electrão

9. Considera os elementos: $_{17}\text{Cl}$, $_{19}\text{K}$, $_{15}\text{P}$, $_{20}\text{Ca}$.

a) Indica os elementos metálicos.

b) Entre os elementos metálicos, qual é o que possui propriedades metálicas mais fortes? Justifica.

10. Que relação existe entre a posição dos elementos na Tabela Periódica e a respectiva distribuição electrónica?

11. Os elementos do grupo 18 são chamados gases inertes. Explica a razão baseando-te na distribuição electrónica $_{10}\text{Ne}$ e $_{18}\text{Xe}$.

12. Dados os nomes de alguns elementos:

Alumínio	Enxofre	Oxigénio	Magnésio
Ouro	Fósforo	Potássio	

Indica:

a) Um elemento não-metálico.

b) Um elemento sólido mau condutor de electricidade.

c) Um elemento sólido com brilho metálico e bom condutor eléctrico.

13. Indica entre os elementos químicos do mesmo grupo: $_{9}\text{F}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{35}\text{Br}$.

a) O elemento mais electronegativo. Justifica.

b) O elemento com maior raio atómico. Justifica.

14. Completa a frase abaixo com palavras ou fórmulas sugeridas de modo a obter um significado quimicamente certo.

oito camada dois nível $2n^2$

De acordo com a regra de distribuição electrónica, cada nível de energia pode ter um máximo de a) _____ electrões, onde n representa a b) _____ ou o c) _____. Entretanto, a última camada de cada átomo deve ter um máximo de d) _____ electrões, excepto os átomos com uma única camada que podem ter um máximo de e) _____ electrões.



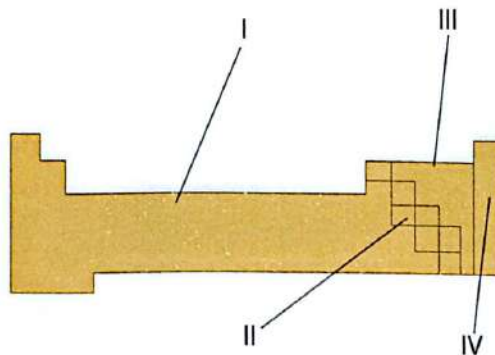
15. Dos elementos referidos na tabela seguinte, cujas letras não são os respectivos símbolos químicos. Indica, justificando:

Elemento	N.º atómico
K	16
L	12
X	4
U	20
W	18

- a) Dois elementos químicos pertencentes ao mesmo período da Tabela Periódica.
- b) Um elemento quimicamente inerte (não reage).

16. O que são isótopos? Dá dois exemplos.

17. Com base na Tabela Periódica esquemática seguinte, faz corresponder os números nela representados à classificação respectiva, de modo a encontrar correlações certas.



Classificação
A. Gases nobres
B. Não-metais
C. Semi-metais
D. Metais

Representação
I
II
III
IV



OBJECTIVOS

O aluno deve ser capaz de:

- Definir o conceito de ligação química.
- Representar a estrutura de Lewis.
- Aplicar a regra do octeto.
- Definir o conceito de íon.
- Identificar os tipos de ligação química e os tipos de rede.
- Descrever as propriedades das substâncias (iônicas, metálicas, covalentes).
- Realizar experiências químicas sobre as propriedades das substâncias iônicas e metálicas.

CONTEÚDOS

Ligação química

- Conceito de ligação química, estrutura de Lewis e regra do octeto, noções sobre ião, sua formação e classificação

Tipos de ligação química

- Ligação iônica: conceito, rede iônica e propriedades das substâncias com ligação iônica
- Ligação covalente: conceito, tipos de ligação covalente polar e apolar, rede covalente e propriedades das substâncias com ligação covalente, electronegatividade
- Ligação metálica: conceito, rede metálica e propriedades das substâncias com ligação metálica

Conceito de ligação química

Há milhares de anos que os cientistas vêm pensando na pergunta: o que mantém unidos os átomos? Somente no decorrer dos últimos cinquenta anos é que os cientistas realmente começaram a compreender a natureza da ligação química.

Ligação química – é o conjunto de forças que mantêm os átomos unidos uns aos outros de modo a adquirirem a estabilidade química.

A ligação química surge graças à interação dos campos eléctricos criados pelos electrões e pelos núcleos dos átomos que participam na formação de uma molécula.

Toda a ligação química forma-se porque a energia é menor quando os átomos estão próximos uns dos outros. Os átomos ligam-se para, no seu conjunto, ficarem com menos energia – com mais estabilidade.

O sistema formado por dois átomos ligados é sempre menos energético que o sistema formado por esses átomos separados.

Quando é que os átomos adquirem o estado de menor energia?

O químico Gilbert Newton Lewis **verificou** que os **átomos dos gases nobres, muito estáveis**, têm a camada de valência (último nível de energia) com **8 electrões** ou **2 electrões**, no caso do hélio.

Assim, considerou-se que a tendência geral dos átomos dos outros elementos é a de ficar com a configuração electrónica do gás nobre mais próximo, isto é, com o seu último nível de energia completo.

Regra do octeto – um átomo tem tendência a adquirir, perder ou partilhar electrões até ficar com oito electrões na sua camada de valência (dois electrões, no caso do hidrogénio).

Assim, os elementos químicos do primeiro ao sétimo grupos (com 1 a 7 electrões na última camada, respectivamente), porque não estão estáveis, desejam e procuram alcançar a estabilidade química. A forma que lhes leva à estabilidade química é o estabelecimento de ligações químicas.

Estrutura de Lewis e regra do octeto

O químico Gilbert Lewis propôs uma representação esquemática para os átomos e moléculas, evidenciando a partilha de electrões, que ficou conhecida como **notação** ou **representação de Lewis**.

Na notação de Lewis, os átomos de cada elemento são representados pelo respectivo símbolo químico e os electrões de valência por **pontos (•)** ou **cruzes (x)**.

Numa molécula, os pares de electrões partilhados representam-se por pares de pontos ou cruces ou por traços entre os símbolos dos átomos, evidenciando a ligação. A representação por • e por x serve para diferenciar os electrões de um e de outro átomo, ainda que não se distingua na molécula a que átomo pertence cada um dos electrões.

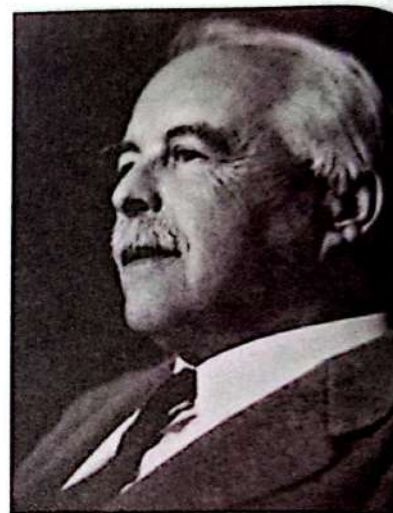
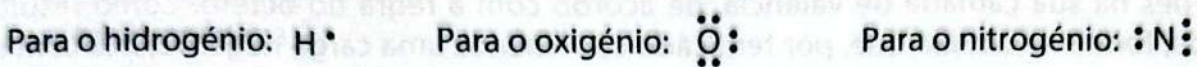


Fig. 1 Gilbert Newton Lewis (1875-1946)

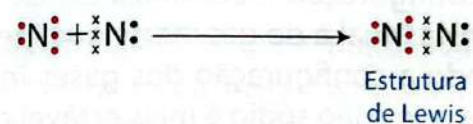
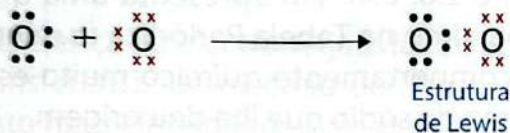
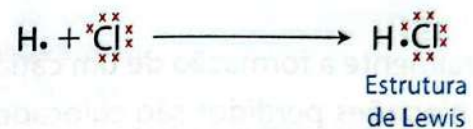
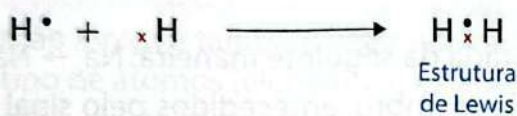
Feita a distribuição electrónica, os **electrões de valência**, na notação de Lewis, são representados mediante a colocação de pontos ou cruces em redor do símbolo do elemento químico.

Exemplo:



Geralmente procura-se agrupar os electrões aos pares (dois a dois). Na formação das moléculas os electrões de um átomo são emparelhados com os do outro constituindo pares electrónicos de ligação.

Exemplos:



Noção sobre ião, sua formação e classificação

Um átomo é electricamente neutro, isto é, tem igual número de cargas positivas (protões) e de cargas negativas (electrões).

Um átomo pode deixar de ser neutro quando cede ou capta electrões, transformando-se num **ião**.

Ião é um átomo que cedeu ou captou electrões ou é uma partícula portadora de carga eléctrica.

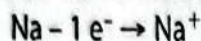
Existem **iões positivos** (catiões) e **iões negativos** (aniões):

- Quando os átomos (ou grupos de átomos) ganham electrões, ficam com excesso de carga eléctrica negativa e formam iões negativos. Exemplos: F^- , O^{2-} , NO_3^- .
- Quando os átomos (ou grupos de átomos) perdem electrões ficam com deficiência de carga eléctrica negativa e formam iões positivos. Exemplos: Na^+ , Al^{3+} , $\text{Zn}(\text{OH})^+$.
- Os catiões têm menos electrões do que os átomos de onde provêm, mas o número atómico mantém-se.
- Os aniões têm mais electrões do que os átomos de onde provêm, mas o número atómico mantém-se.

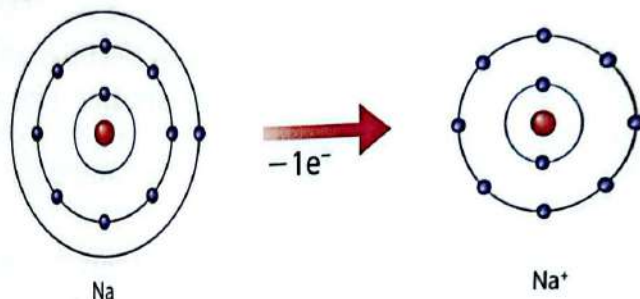
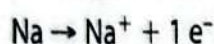
Formação de um ião positivo

O átomo de sódio (Na), cuja configuração electrónica é 2:8:1, quando participa em reacções químicas tem tendência a perder com facilidade o seu electrão de valência de modo a ficar com oito electrões na sua camada de valência, de acordo com a regra do octeto. Como resultado dessa perda, forma-se um ião que, por ter ficado com menos uma carga negativa, fica com uma carga positiva em excesso, sendo então um ião positivo ou catião (Na^+).

Átomo de sódio $- 1 e^- \rightarrow$ Catião sódio



ou



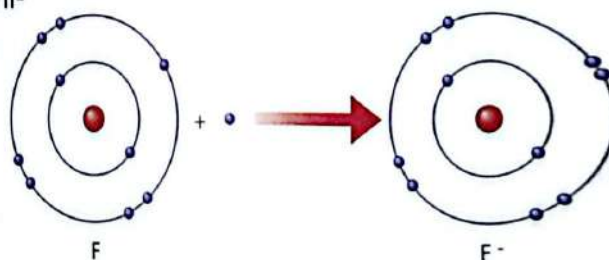
Geralmente a formação de um catião é representada da seguinte maneira: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + 1 e^-$

Os electrões perdidos são colocados no segundo membro, antecidos pelo sinal positivo.

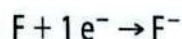
A configuração electrónica do ião sódio (Na^+) é 2:8. Este ião apresenta uma distribuição electrónica igual à do gás inerte que lhe está mais próximo na Tabela Periódica (o néon). Correspondendo a configuração dos gases inertes a um comportamento químico muito estável, isto significa que o ião sódio é mais estável do que o átomo de sódio que lhe deu origem.

Formação de um ião negativo

O átomo de flúor (F), cuja configuração electrónica é 2:7, quando intervém em reacções químicas receberá facilmente um electrão, no sentido de alcançar maior estabilidade através do preenchimento da sua última camada com o electrão que lhe falta, ficando com oito electrões na sua camada de valência, de acordo com a regra do octeto. Passará assim a ter uma carga negativa em excesso, transformando-se num ião negativo ou anião (F^-).



Átomo de flúor $+ 1 e^- \rightarrow$ Anião fluoreto



A configuração electrónica do ião fluoreto (F^-) é 2:8 que corresponde à distribuição electrónica do gás inerte que lhe está mais próximo na Tabela Periódica (o néon).

Se os iões resultam da perda de **um**, **dois** ou **três** electrões, então são chamados de **monopositivos**, **dipositivos** ou **tripositivos** respectivamente. Exemplos: Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} .

Se os iões resultam do ganho de **um**, **dois** ou **três** electrões, então são chamados de **mononegativos**, **dinegativos** ou **trinegativos** respectivamente. Exemplos: F^- , O^{2-} , N^{3-} .

Por outro lado, se os iões provêm de um só átomo são **iões monoatômicos**. Exemplos: Na^+ , F^- . Se os iões são constituídos por mais do que um átomo são chamados de **iões poliatômicos**. Exemplos: NH_4^+ , NO_3^- .

Tipos de ligação química

Os principais tipos de ligação química conhecidos são:

- Ligação iónica.
- Ligação covalente.
- Ligação metálica.

Ligação iónica

Uma ligação deste tipo forma-se em consequência da atracção electrónica mútua de iões de cargas contrárias.

Ligação iónica é uma ligação química que ocorre por transferência de electrões e atracção entre iões de sinais contrários.

A ligação iónica é também chamada de ligação **electrovalente**.

Que tipo de átomos (elementos) estabelecem ligação iónica?

A ligação iónica é estabelecida quando os átomos intervenientes forem um **metal** e um **não-metal**.

Se a diferença de electronegatividade entre os átomos dos elementos for muito acentuada, dá-se a transferência do electrão do átomo do elemento menos electronegativo para o átomo do elemento mais electronegativo, formando-se uma ligação iónica.

São compostos típicos com ligação iónica os halogenetos dos metais alcalinos, como, por exemplo, Na^+Cl^- , K^+Cl^- , etc.

Formação de substâncias iónicas

Para formar uma dada substância por ligação iónica, primeiro faz-se a identificação do tipo de átomos que estão envolvidos na ligação (se metal e não-metal); em seguida faz-se a distribuição electrónica desses átomos. Deve-se tomar sempre em consideração que os átomos têm a tendência de se apresentar na forma estável apresentando 8 electrões na última camada.

Consideremos a formação de fluoreto de potássio KF. Dado ${}_{19}\text{K}$ e ${}_{9}\text{F}$:

Distribuição electrónica

$\text{K} - 2:8:8:1$ $\text{F} - 2:7$

Para o potássio se estabilizar é mais fácil perder um electrão, ficando com a estrutura $\text{K} - 2:8:8$, que corresponde a: $\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + 1 e^-$

Para o flúor se estabilizar, é conveniente ganhar um electrão ficando com a estrutura $\text{F} - 2:8$, que corresponde a: $\text{F} + 1 e^- \rightarrow \text{F}^-$

Assim, os iões (K^+ e F^-), que são uma forma estável de existência do potássio e do flúor, atraem-se mutuamente, constituindo a **ligação iónica**.

$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + 1 e^-$; $\text{F} + 1 e^- \rightarrow \text{F}^-$

$\text{K}^+ + \text{F}^- \rightarrow \text{KF}$



Estrutura e propriedades de substâncias iónicas

- Os compostos iónicos no estado sólido têm uma rede cristalina iónica como mostra a figura.
- Os cristais iónicos são maus condutores eléctricos, porém, quando fundidos ou em água, os iões adquirem mobilidade e conduzem a corrente eléctrica.
- Os compostos iónicos possuem pontos de fusão (p.f.) relativamente elevados.
- O cristal iónico evidencia uma grande estabilidade resultante da interacção entre os iões positivos e os iões negativos ao longo de toda a rede cristalina.

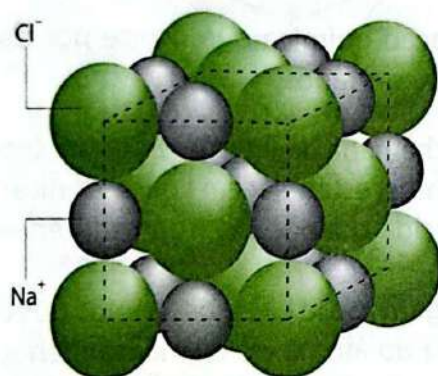


Fig. 2 O arranjo aqui representado mostra uma pequena secção do cristal de cloreto de sódio.

Experiência

Condutibilidade eléctrica das substâncias iónicas

Material

- Copo de precipitação
- Pilha
- Fios condutores
- Lâmpada
- Interruptor
- Eléctrodos de grafite

Reagentes

- Cloreto de sódio
- Água desionizada

Procedimento

Parte A

1. Introduzir num copo de precipitação cerca de 2 a 3 colheres de cloreto de sódio.
2. Fazer a ligação dos fios condutores à pilha, intercalando uma lâmpada conforme ilustra a figura.
3. Introduzir os eléctrodos de grafite nos cristais de cloreto de sódio e observar.



Experiência

Condutibilidade eléctrica das substâncias iónicas

Parte B

1. Deitar água no copo de precipitação com o cloreto de sódio e dissolver o sal.
2. Com as ligações dos fios já feitas, introduzir os eléctrodos na solução de cloreto de sódio e observar.

Questões

1. Depois de efectuada a ligação dos fios condutores à pilha e à lâmpada e com os eléctrodos de grafite introduzidos nos cristais do sal (parte A), verificaste que:
 - A. A lâmpada acendeu.
 - B. A lâmpada manteve-se apagada.
2. O que observaste quando introduziste os eléctrodos de grafite no copo com a solução de cloreto de sódio (parte B)?
 - A. A lâmpada acendeu.
 - B. A lâmpada apagou-se.

Que conclusões se podem tirar da experiência?

1. A pilha produz corrente eléctrica, facto demonstrado pelo acender da lâmpada quando se faz a ligação à lâmpada.
2. O apagar da lâmpada quando os eléctrodos estão no copo com cristais de cloreto de sódio é sinal de que este no estado sólido não conduz a corrente eléctrica.
3. O acender da lâmpada quando os eléctrodos estão no copo com solução de cloreto de sódio é sinal de que o cloreto de sódio em solução aquosa conduz a corrente eléctrica.



Ligação covalente

A ligação covalente consiste na partilha de pares de electrões entre dois átomos de elementos não-metálicos, com a finalidade de adquirirem estabilidade (com oito electrões na última camada).

Ligação covalente é aquela que ocorre por compartilhamento de electrões entre os átomos não-metálicos dos elementos envolvidos na ligação.

A ligação covalente é também chamada de **ligação molecular**. A covalência constitui uma sociedade de electrões, onde cada átomo envolvido compartilha com um electrão para cada par. Que tipo de elementos participam neste tipo de ligação?

Participam no estabelecimento da ligação covalente átomos de **elementos não-metálicos**, de um mesmo elemento químico ou entre átomos não-metálicos de elementos químicos diferentes.

Dependendo de serem átomos do mesmo elemento não-metal ou de elementos diferentes, a ligação covalente subdivide-se em: **ligação covalente apolar e ligação covalente polar.**

Ligação covalente apolar é aquela que ocorre entre átomos não-metálicos do mesmo elemento químico ou é aquela que ocorre entre átomos de elementos não-metálicos com o mesmo valor de electronegatividade.

Quando se estabelece uma ligação covalente entre átomos do mesmo elemento, os electrões partilhados são igualmente atraídos pelos núcleos dos dois átomos. A probabilidade de os electrões da ligação estarem de um ou de outro lado da molécula são iguais. A nuvem electrónica da molécula é igualmente distribuída.

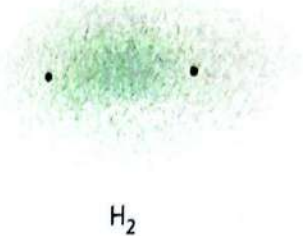


Fig. 3 Molécula de hidrogénio

Tal como se procede para demonstrar a formação de substâncias por ligação iónica, em que primeiro se identifica o tipo de átomos intervenientes, fazendo-se em seguida a sua distribuição electrónica para avaliar se com a estrutura em causa o átomo é ou não estável, na estrutura de Lewis, em ligações covalentes, procede-se da mesma maneira.

Para a molécula de hidrogénio, H₂, dois átomos de hidrogénio instáveis (com um electrão de valência) partilham um electrão cada um, ficando, assim, com dois electrões associados cada um e, desta forma, com maior estabilidade.

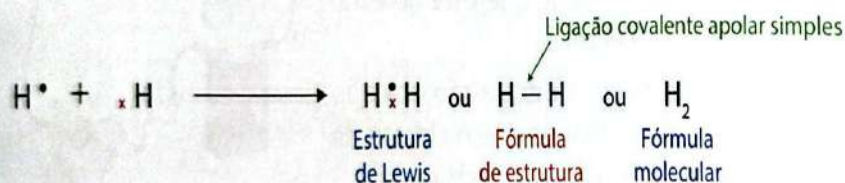


Fig. 4 Modelo molecular da estrutura do hidrogénio, H₂

No caso da molécula de oxigénio, O₂, cada átomo tem à sua volta seis electrões, sendo necessário que partilhem quatro electrões, para que à volta de cada átomo fiquem oito electrões.

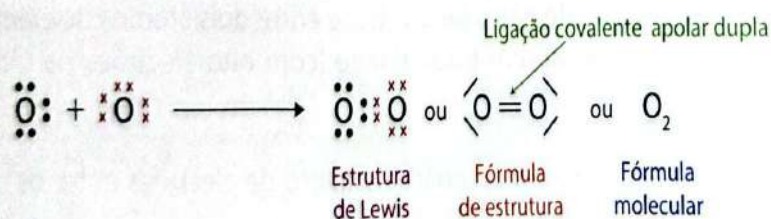


Fig. 5 Modelo molecular da estrutura do oxigénio, O₂

Repara que à volta de cada átomo de oxigénio estão oito electrões, uma vez que os electrões \cdot e \times na zona entre os átomos são partilhados por ambos.

A ligação entre dois átomos de azoto, N₂, é explicada de forma semelhante.

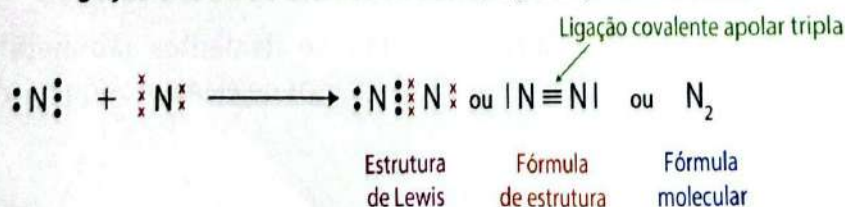


Fig. 6 Modelo molecular da estrutura do azoto, N₂

Ligação covalente polar

Ligação covalente polar é aquela que ocorre entre átomos não-metálicos de elementos químicos diferentes ou é aquela que ocorre entre átomos de elementos não-metálicos com valores de electronegatividade diferentes.

Como os átomos intervenientes numa ligação covalente polar são de electronegatividades diferentes, é lógico que se determinarmos a diferença entre a electronegatividade entre os dois, teremos um resultado diferente de zero. Portanto, em ligação covalente polar, a diferença de electronegatividades entre os átomos é diferente de zero.

Quando se estabelece uma ligação covalente entre átomos de elementos diferentes, os electrões que participam na ligação não são igualmente partilhados pelos átomos. Um dos átomos atrai mais os electrões que participam na ligação do que o outro átomo.

É o que acontece, por exemplo, quando se liga um átomo de flúor a um átomo de hidrogénio. O flúor atrai mais os electrões da ligação e estes passam mais tempo do lado do átomo de flúor, tornando a nuvem electrónica distribuída de forma desigual.

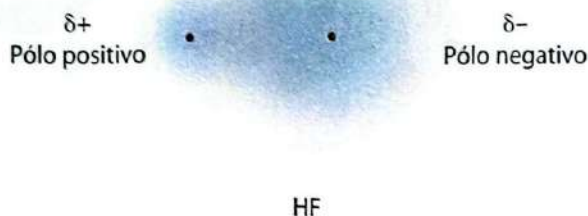


Fig. 7 Molécula de fluoreto de hidrogénio

O termo polar provém da existência de pólos eléctricos, isto é, de cargas eléctricas, uma positiva e outra negativa, nas zonas dos dois átomos da molécula. Estes dois pólos constituem um dipolo eléctrico. O pólo negativo é no átomo F, onde há um excesso de carga negativa (embora não se chegue a formar um ião F^-). O pólo positivo é no átomo H, onde há uma falta de carga negativa (embora não se chegue a formar um ião H^+).

Há **dois modos** de **indicar** a **ligação covalente polar**:

Colocando por cima do elemento mais electronegativo o símbolo δ^- , (delta) que indica o pólo negativo (carga parcial negativa) e por cima do elemento menos electronegativo o símbolo δ^+ , que indica o pólo positivo (carga parcial positiva).

O outro modo consiste em colocar uma seta apontada no sentido do elemento mais electronegativo. O comprimento da seta indica a diferença de electronegatividade entre os átomos dos elementos.



Na formação da molécula do amoníaco (NH₃), o nitrogénio e hidrogénio, que são não-metais de elementos diferentes, partilham de forma desigual os seus electrões.

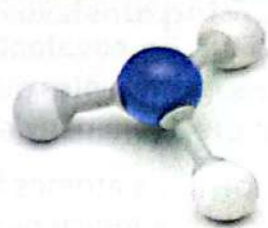


Fig. 8 Modelo molecular da estrutura do amoníaco, NH₃

Propriedades das substâncias covalentes

As ligações covalentes são ligações muito fortes, o que justifica que, em regra, os sólidos covalentes apresentem:

- Elevada dureza.
- Pontos de fusão muito elevados.
- Não conduzem corrente eléctrica.

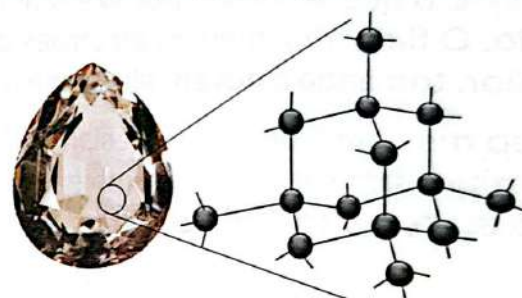


Fig. 9 Diamante: é uma substância covalente

Experiência

Verificação da polaridade das moléculas

Material

- Bureta
- Suporte
- Copo de precipitação
- Pano de lã
- Pente de plástico ou vareta

Reagente

- Água destilada

Procedimento

1. Colocar a bureta num suporte e pousar um copo de precipitação por baixo desta.
2. Encher a bureta com água e abrir a torneira da bureta de modo a correr apenas um «fiozinho» de água.
3. Aproximar o pente do fio de água (sem tocar).
4. Friccionar com um pano de lã a extremidade de um pente de plástico (figura ao lado).
5. Aproximar o pente electrizado do fio de água.

O que se observa?



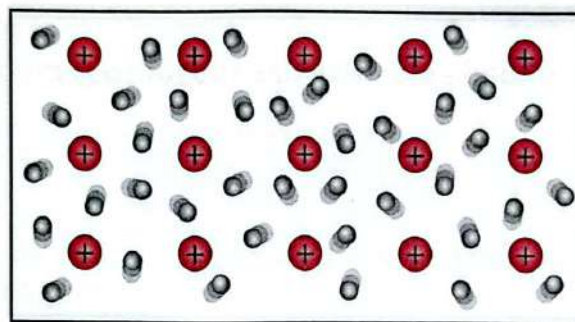
Electrização do pente com um pano de lã

Ligação metálica

Os metais são substâncias geralmente sólidas à temperatura ambiente (com excepção do mercúrio, que é líquido) cujas propriedades estão relacionadas com a forma como os átomos estão ligados.

Os átomos dos metais têm poucos electrões de valência e estes estão fracamente ligados ao núcleo. Por essa razão, os átomos dos metais perdem esses electrões facilmente originando iões positivos ou catiões.

Os electrões de valência dos metais são considerados **electrões livres** e vão-se movendo entre os átomos, estando sob a acção simultânea de vários núcleos, ou seja, os electrões movem-se mais ou menos livremente por todo o sólido.



- Iões positivos ou catiões
- Electrões livres

Fig. 10 Estrutura de um metal

São as forças atractivas entre os electrões livres, de carga negativa, e os iões, de carga positiva, da estrutura metálica que «obrigam» os átomos dos metais a manterem-se unidos.

Assim, os metais são formados por um conjunto de iões positivos, que ocupam posições fixas e por electrões livres, que se deslocam entre os iões positivos e que interagem com estes.

É devido à **existência de electrões livres** que os **metais apresentam** determinadas **propriedades**:

- São bons condutores da corrente eléctrica.
- São bons condutores térmicos.
- São maleáveis (mudam de forma sem se partir).
- São dúcteis (podem-se esticar, distender e reduzir a fio sem se quebrar).

No fabrico de lâmpadas eléctricas são utilizados oito metais.

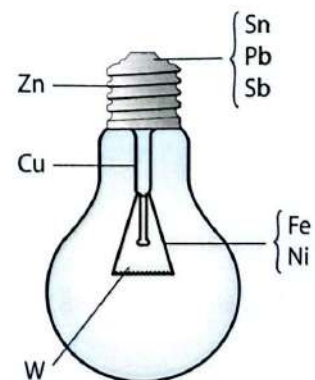


Fig. 11 Lâmpada eléctrica

Química no dia a dia

A boa condutibilidade eléctrica e térmica dos metais explica-se porque os electrões do metal têm uma grande mobilidade dentro da rede, comunicando o impulso eléctrico ou a energia de vibração com rapidez.

Assim se explica por que razão o ferro de engomar, os fios eléctricos, as panelas, entre outros objectos, são feitos de metal: por conduzirem a corrente eléctrica e/ou térmica mais facilmente.



Experiência

Condutibilidade eléctrica das substâncias metálicas

Material

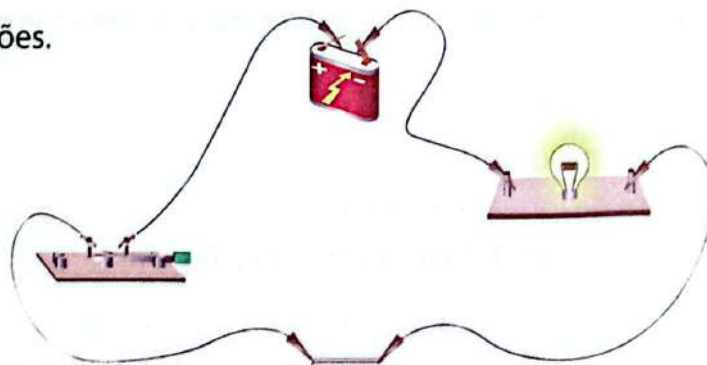
- Pilha
- Fios de ligação
- Interruptor
- Lâmpada
- Prego de aço

Procedimento

1. Monta o circuito eléctrico como mostra a figura.
2. Liga o interruptor.

O que se observa?

1. Regista.
1. Tira as conclusões.





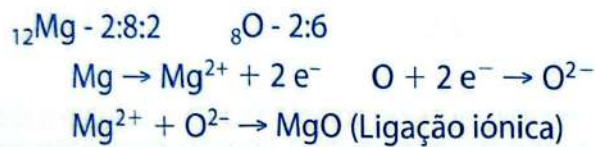
Exercícios resolvidos

1. Dado o composto óxido de magnésio (MgO), com números atômicos (Mg - 12; O - 8):

- Identifica o tipo de ligação química que ocorre nele.
- Demonstra o mecanismo de estabelecimento da ligação química entre os átomos.

Resolução:

- O magnésio é um metal e o oxigénio é não-metal. A ligação química que ocorre entre um metal e não-metal é iónica.
- Para demonstrar a maneira como esta ligação química se estabelece, é necessário, primeiro, fazer a distribuição electrónica de cada átomo e depois, mostrar o processo de transferência de electrões para a formação de iões e por fim a atracção entre os iões formados.



2. Sabendo que o flúor tem electronegatividade igual a 4 e a combinação entre dois átomos seus forma a molécula de flúor, F_2 , dado ${}_9\text{F}$:

- Identifica o tipo de ligação química que ocorre na formação de F_2 .
- Demonstra, o estabelecimento da ligação química entre os átomos de flúor.

Resolução:

a) O flúor é um elemento não-metálico. Entre dois átomos não-metálicos do mesmo elemento químico estabelece-se uma ligação covalente apolar.

b) Distribuição electrónica:



3. Identifica o tipo de ligação química que ocorre entre o oxigénio e hidrogénio para a formação da água (H_2O).

Demonstra o estabelecimento dessa ligação química.

Resolução:

H - é um elemento não-metálico.

O - é um elemento não-metálico.

Entre átomos não-metálicos de elementos diferentes ocorre uma ligação covalente polar.



4. A ligação química que ocorre entre dois átomos de cloro para formar a molécula de cloro (Cl_2) é covalente apolar. Assinale as afirmações certas.
- O cloro é um elemento não-metálico. Uma ligação química entre dois átomos do mesmo elemento não-metálico, que ocorre por compartilhamento por igual de electrões é covalente apolar.
 - A electronegatividade do primeiro átomo de cloro é igual à do segundo. Fazendo a diferença das electronegatividades, essa será igual a zero, condição para que haja um compartilhamento por igual dos electrões e se estabelecer a ligação covalente apolar.
 - Um dos átomos de cloro transfere electrões para o outro formando iões que se atraem dando lugar à ligação covalente apolar.
 - Cada átomo de cloro participante na ligação química apresenta electrões livres que passam de um átomo ao outro, o que faz com que a ligação química seja covalente apolar.

Resolução:

São verdadeiras as alíneas a) e b) pois, ocorre uma ligação covalente apolar quando os átomos que participam da ligação são não-metálicos do mesmo elemento químico e que a diferença de electronegatividades é igual a zero e, portanto, há compartilhamento por igual do par de electrões de ligação.

5. Porque é que não existem compostos químicos em que participam gases nobres na sua formação?

Resolução:

É preciso, primeiro, entender qual é o objectivo do estabelecimento de uma ligação química. A regra do octeto refere que os átomos ligam-se entre si com objectivo de adquirir a estabilidade química que é alcançada mediante apresentar oito electrões na última camada. Os gases nobres já apresentam esta estruturação e, por isso, não participam na formação de compostos químicos daí não existirem.

6. Assinale com V ou F conforme as características sejam verdadeiras ou falsas:
- As substâncias iónicas não conduzem a corrente eléctrica tanto no estado sólido como no fundido.
 - As substâncias iónicas apresentam-se sob forma de cristais.
 - As substâncias iónicas apresentam pontos de fusão e de ebulição elevados.
 - As substâncias iónicas apresentam pontos de fusão e de ebulição baixos.
 - As substâncias iónicas conduzem a corrente eléctrica tanto no estado fundido como no estado aquoso.

Resolução:

São verdadeiras as alíneas b), c) e e) e falsas as alíneas a) e d).

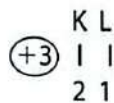


1. Completa a frase de modo a obter uma afirmação verdadeira.

«Os átomos ligam-se porque...

- a) ... gostam de estar juntos pois pertencem aos mesmos elementos químicos.»
- b) ... precisam de se apresentar na forma instável que é o que mais lhes interessa, pois adquirem oito electrões na primeira camada.»
- c) ... precisam de se apresentar na forma estável que é conseguida apresentando oito (ou dois) electrões na última camada.»
- d) ... está assim estabelecido.»

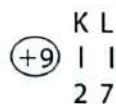
2. Sabendo que o átomo de lítio (${}^3\text{Li}$) tem a estrutura electrónica:



O que acontecerá à estrutura electrónica deste átomo se ele perder um electrão? Indica a alternativa correcta.

- a) O número de protões, no núcleo, passará a ser maior que o número de electrões, na electrosfera.
- b) O número de protões, no núcleo, passará a ser igual ao número de electrões, na electrosfera.
- c) O número de protões, no núcleo, passará a ser inferior ao número de electrões, na electrosfera.
- d) Não haverá nenhuma alteração da estrutura.

3. Sabendo que o átomo de flúor (${}^{19}_9\text{F}$) tem a estrutura electrónica:



O que acontecerá à estrutura electrónica deste átomo se ele ganhar um electrão? Indica a alternativa correcta.

- a) O número de protões, no núcleo, passará a ser maior que o número de electrões, na electrosfera.
- b) O número de protões, no núcleo, passará a ser igual ao número de electrões, na electrosfera.
- c) O número de protões, no núcleo, passará a ser inferior ao número de electrões, na electrosfera.
- d) Não haverá nenhuma alteração da estrutura.



Exercícios de consolidação

4. Uma dada substância não conduz a corrente eléctrica no estado sólido, mas fá-lo no estado líquido. Que tipo de ligação química apresenta?
- Ligação covalente polar.
 - Ligação iónica.
 - Ligação covalente apolar.
5. Considera os compostos: KF, H₂S, CS₂, LiCl.
Separa os compostos iónicos dos compostos covalentes.
- Os compostos iónicos são...
 - Os compostos covalentes são...
6. Faz corresponder através de linhas a **coluna A**, referente ao tipo de ligação covalente, à **coluna B**, correspondente à respectiva caracterização, de modo a obteres correlações certas.

Coluna A
1. Ligação covalente polar
2. Ligação covalente apolar

Coluna B
A. Ocorre entre átomos não-metálicos de electronegatividades iguais.
B. Ocorre entre átomos não-metálicos de elementos químicos do mesmo grupo.
C. Ocorre entre átomos não-metálicos de elementos químicos do mesmo período.
D. Ocorre entre átomos não-metálicos de electronegatividades diferentes.

7. Preenche a tabela abaixo de modo a caracterizares as ligações químicas.

Tipo de ligação	Tipo de átomos	Forma de estabelecimento	Localização do par electrónico	Exemplo
Iónica			_____	
Covalente apolar				O ₂
	Não-metal/ /não-metal		Lado do elemento mais electronegativo	
Metálica		Atracção entre iões positivos e electrões livres	_____	



8. Completa a frase de modo que tenha um sentido quimicamente certo a respeito da ligação iónica.

Para o estabelecimento duma ligação iónica, os átomos de **a)** _____ perdem **b)** _____ da última camada e transformam-se em **c)** _____. Por seu turno, os átomos de **d)** _____ ganham **e)** _____ transformando-se em **f)** _____. Os **g)** _____ formados atraem-se uns com outros, formando assim a substância (pelo mecanismo iónico), que é a forma estável dos átomos intervenientes.

9. O lítio e o oxigénio formam um composto com a fórmula Li_2O .
Identifica o tipo de ligação química que ocorre.

10. Assinala com um **V** ou um **F**, conforme as afirmações abaixo sejam verdadeiras ou falsas.

a) As substâncias iónicas apresentam-se sob a forma de cristais.

b) A estrutura das substâncias iónicas designa-se rede cristalina iónica.

c) As substâncias iónicas não conduzem a corrente eléctrica tanto em solução aquosa como no estado fundido.

d) As substâncias iónicas conduzem a corrente eléctrica tanto no estado fundido como em solução aquosa.

e) Por ocorrerem forças de atracção fortes entre os iões, as substâncias iónicas apresentam pontos de fusão elevados.

11. Sabendo que o cloro tem electronegatividade igual a 3,2 e a combinação entre dois dos seus átomos forma a molécula de cloro (Cl_2).

Identifica o tipo de ligação química que ocorre.

12. O cobre, a prata, o alumínio, etc., são metais. As alternativas que correspondem às suas características são:

a) São bons condutores de calor e de electricidade.

b) Apresentam um brilho característico chamado brilho metálico.

c) São bastante solúveis em água e a sua solubilidade vai diminuindo com o aumento do seu peso.

d) São gases, com excepção do alumínio, que é líquido.

13. Por que é que os metais são bons condutores do calor e da electricidade?

14. Por que é que os gases nobres não podem formar moléculas de dois ou mais átomos?

15. «A molécula HF é polar enquanto a molécula F_2 é apolar». Justifique a afirmação.

16. Quais as propriedades dos sólidos covalentes?



OBJECTIVOS

O aluno deve ser capaz de:

- Explicar a variação das propriedades dos halogéneos com o aumento do número atómico.
- Relacionar a estrutura dos átomos dos halogéneos com as suas propriedades.
- Relacionar as propriedades das substâncias com as suas aplicações.
- Conhecer as propriedades físicas e químicas do cloro, cloreto de hidrogénio e ácido clorídrico.
- Conhecer a importância do cloro para o tratamento da água.
- Identificar o ião cloreto.
- Resolver exercícios aplicando o conceito de volume molar.
- Determinar o número de oxidação de um elemento químico na fórmula de um composto.
- Indicar nas reacções redox o agente oxidante e o agente redutor, a substância oxidada e a substância reduzida, as semi-equações de oxidação e de redução.

UNIDADE 4

CONTEÚDOS

Elementos do VII grupo principal

- Visão geral do grupo: ocorrência na Natureza, estado físico, distribuição electrónica segundo Bohr e posição dos elementos na Tabela Periódica

O cloro como representante

- Obtenção laboratorial, propriedades físicas e químicas (reacção com os metais e os não-metais)
- Aplicações e sua importância no quotidiano – tema gerador

Cloreto de hidrogénio e ácido clorídrico

- Obtenção laboratorial, propriedades físicas e químicas, aplicações do cloreto de hidrogénio e do ácido clorídrico, principais cloretos (NaCl , KCl , NH_4Cl); reacção de identificação do ião cloreto
- Cloreto de sódio (NaCl): processo de produção, importância no quotidiano – tema gerador
- Propriedades físicas e aplicações do flúor, bromo e iodo

Reacções redox

- Número de oxidação: conceito
- Determinação do número de oxidação de um elemento num composto químico
- Reacção redox: conceito, semi-equações de oxidação e de redução, agente oxidante e agente redutor

Volume molar

- Conceito
- Lei de Avogadro e cálculos com base nas fórmulas e equações químicas

Os elementos do VII grupo principal da Tabela Periódica

Símbolos químicos e nome dos elementos

Os elementos que constituem o grupo VIIA, ou grupo 17, da Tabela Periódica são: o flúor (F), o cloro (Cl), o bromo (Br), o iodo (I) e o ástato (At).

9	F	18,99	Flúor
17	Cl	35,45	Cloro
35	Br	79,90	Bromo
53	I	126,90	Iodo
85	At	(210)	Astato



Fig. 1 O flúor entra na composição da pasta de dentes.



Fig. 2 O bromo é usado nas películas de raios X.



Fig. 3 O cloro é utilizado no tratamento de águas de piscinas.

Ocorrência na Natureza

Os cinco elementos formam um grupo da Tabela Periódica denominado família dos halogéneos que quer dizer «geradores de sais», visto que estes ao reagirem com os metais formam sais, sendo o mais conhecido, o cloreto de sódio ou sal de cozinha.

Os halogéneos são muito reactivos e, por isso, não existem na forma livre (como átomos isolados) na Natureza, são encontrados sob forma de moléculas diatómicas (X_2). Ocorrem em minerais e em sais, sendo o flúor e o cloro os mais abundantes.

- O flúor ocorre sob forma de minério fluorite (CaF_2), criolite (Na_3AlF_6) e fluorapatite ($Ca_5(PO_4)_3F$).



Fluorite



Criolite



Fluorapatite

Fig. 4 Formas de ocorrência de flúor

- O **cloro**, em grego *khlorós*, significa esverdeado, extrai-se do cloreto de sódio (NaCl), sal comum que se encontra nas minas de sal-gema ou na água do mar e é o composto mais importante de cloro na Natureza. Existem ainda os minerais carnalite ($\text{KMgCl}_3 \cdot 6(\text{H}_2\text{O})$) e silvinite, KCl .



Fig. 5 Duas maneiras de extrair cloreto de sódio: a partir de sal-gema (A) e em salinas (B).

- O **bromo**, em grego *bromos*, significa cheiro fétido. À semelhança do cloro, encontra-se na Natureza principalmente na forma de sais de potássio, sódio e magnésio. Os brometos de metais estão contidos na água do mar, na água de alguns lagos e nas salinas.



Fig. 6 Água do mar



Fig. 7 Água de um lago

- O **iodo**, em grego *iodés*, significa cor violeta, ocorre nas salinas e em plantas aquáticas como algas. Encontra-se também na forma de sais de iodato de potássio, KIO_3 , e periodato de potássio, KIO_4 , acompanhantes dos jazigos dos nitratos de sódio (salitre) no Chile e na Bolívia.



Fig. 8 Algas contendo iodo.

- O **ástato**, em grego *astatos*, significa instável e radioativo. É o elemento mais pesado do grupo e não se encontra na Natureza. Obtém-se por via de reacções nucleares.

Propriedades

Algumas propriedades físicas dos elementos do VII grupo principal apresentam-se na *tabela 1*.

Tabela 1: Propriedades dos elementos do VII grupo principal

Nome	Flúor	Cloro	Bromo	Iodo
Símbolo químico	F	Cl	Br	I
Número atômico	9	17	35	53
Massa atômica relativa	18,998	35,453	79,904	126,904
Electronegatividade	4	3,2	2,96	2,66
p.f. (°C)	-219,62	-101,55	-7,35	113,70
p.e. (°C)	-188,12	-34,04	58,85	184,45
Estado físico em CNTP	Gasoso	Gasoso	Líquido muito volátil	Sólido, sublima facilmente
Cor	Amarelo-esverdeado	Verde-amarelado	Vermelho-acastanhado	Violeta-escuro com brilho fraco
Solubilidade em água	Reage energeticamente com a água	Ligeiramente solúvel em água com a qual reage	Ligeiramente solúvel	Ligeiramente solúvel
Solubilidade em solventes orgânicos	Bastante solúvel	Bastante solúvel	Bastante solúvel	Bastante solúvel
Condutibilidade eléctrica	Não conduz	Não conduz	Não conduz	Não conduz

Todos os halogéneos possuem um cheiro muito forte. A sua inspiração, mesmo em pequenas quantidades, leva à irritação forte das vias respiratórias e à inflamação das mucosas. Quantidades consideráveis de halogéneos podem levar a intoxicação muito forte.

Estrutura electrónica

Os halogéneos apresentam sete electrões de valência como se pode observar na tabela 2.

Tabela 2: Distribuição electrónica dos elementos do VII grupo principal

Símbolo do elemento	Número atómico	Estrutura electrónica	Posição na Tabela Periódica
F	9	2:7	Grupo - VII A (17); Período - 2
Cl	17	2:8:7	Grupo - VII A (17); Período - 3
Br	35	2:8:18:7	Grupo - VII A (17); Período - 4
I	53	2:8:18:18:7	Grupo - VII A (17); Período - 5

O ião halogeneto, X^- , forma-se por captação de um electrão pelo átomo de halogéneo, que se representa pela letra X. Os halogenetos alcalinos, como, por exemplo, o cloreto de sódio, têm fórmula geral MeX (onde Me = metal alcalino e X = halogéneos).

Cloro como representante dos halogéneos

O cloro, tal como os outros halogéneos, forma moléculas diatómicas (Cl_2). Manifesta uma reactividade química extremamente elevada, reagindo com quase todas as substâncias simples.

O cloro é venenoso. A sua inspiração, mesmo em pequenas quantidades, leva à inflamação das vias respiratórias, e em quantidades consideráveis leva à morte.

É solúvel em água e, a 20 °C, 1 litro de água dissolve 2,3 litros de cloro; a solução denomina-se água de cloro. O cloro e a água de cloro actuam como desinfectantes, eliminando bactérias. A água para beber deve conter no máximo 0,1 mg de cloro por litro, de modo a não alterar o seu sabor.

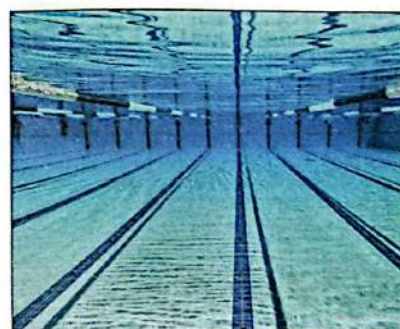


Fig. 9 O cloro é usado na limpeza das piscinas.

Obtenção laboratorial

No laboratório pode obter-se cloro através de:

1. Aquecimento de ácido clorídrico concentrado com dióxido de manganês.



2. Reacção de clorato de potássio ($KClO_3$) e o ácido clorídrico concentrado.



Experiência

Obtenção laboratorial do cloro a partir do clorato de potássio e ácido clorídrico

Material

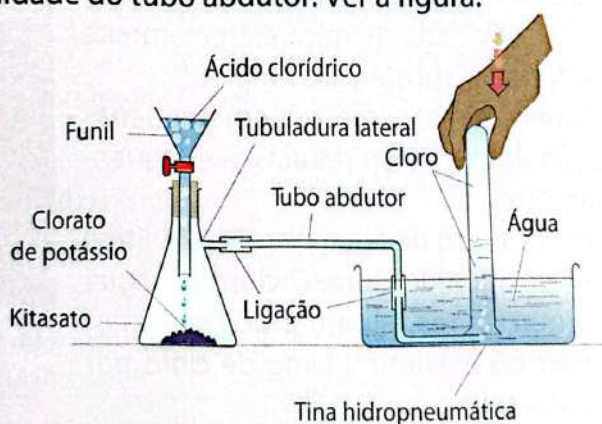
- 1 funil de decantação
- 2 espátulas
- 1 tubo de ensaio
- 1 kitasato (balão de Erlenmeyer com tubuladura lateral)
- 1 tubo abdutor
- 1 rolha para adaptar o funil
- Tina hidropneumática

Reagentes

- Ácido clorídrico (HCl)
- Clorato de potássio em pó (KClO_3)
- Água da torneira

Procedimento

1. Deitar uma espátula rasa de clorato de potássio no kitasato.
2. Fixar o funil na boca do kitasato com o auxílio de uma rolha e depois adaptar o tubo abdutor na tubuladura lateral do kitasato de modo que a sua extremidade livre penetre na água da tina hidropneumática.
3. Pegar no tubo de ensaio e encher com água. Tapar a boca do tubo de ensaio, cheio de água, com o polegar até o introduzir, de boca para baixo, na tina. Posicionar de forma a cobrir a extremidade do tubo abdutor. Ver a figura.



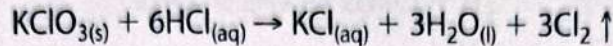
Obtenção laboratorial do cloro

4. Deitar ácido clorídrico no funil de decantação.
5. Com cuidado, abrir a torneira do funil e deixar cair algumas gotas de ácido clorídrico sobre o clorato de potássio, dentro do kitasato, e agitar cuidadosamente de vez em quando. E observar o que acontece.
6. Retirar o tubo de ensaio da tina e posicionar verticalmente de boca para cima.

Observações e conclusões

1. Ao adicionar-se ácido clorídrico ao clorato de potássio, a solução no kitasato borbulha vigorosamente enquanto se produz um gás, o que se comprova pela formação de bolhas. →

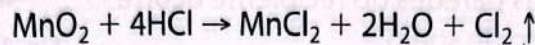
2. Pelo orifício do tubo lateral do kitasato, sente-se um forte cheiro a lixívia.
3. O gás formado é o cloro como se confirma pela equação da reacção.



No laboratório também se pode obter o cloro pela acção do dióxido de manganês sobre o HCl.

O procedimento para a realização da experiência é idêntico ao descrito na obtenção a partir do clorato de potássio pois é uma questão de troca do clorato de potássio pelo dióxido de manganês.

A equação da reacção é:



Aplicações

O cloro usa-se no branqueamento de tecidos e de papel, na produção de lixívia para fins domésticos e como desinfectante na água para beber e nas piscinas. A sua utilização no tratamento de água dos poços e outras fontes de água não tratadas é muito importante para se evitar a cólera e outras doenças diarreicas. Os derivados do cloro (compostos clorados) têm igualmente uma grande variedade de aplicações como mostram as figuras:

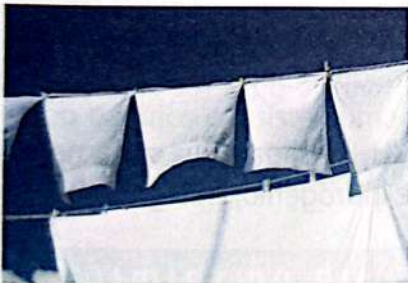


Fig. 10 Branqueamento de tecidos



Fig. 11 Descorante de papel



Fig. 12 Lixívia

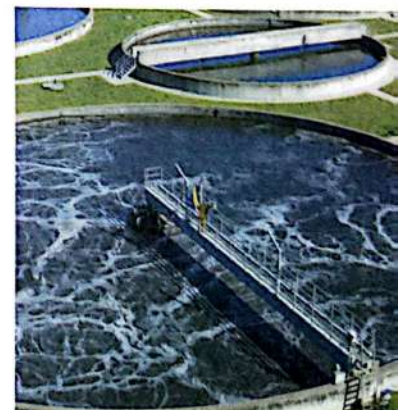


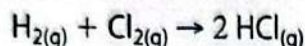
Fig. 13 Tratamento de água para consumo humano

Tabela 3: Relação entre propriedades e aplicações do cloro

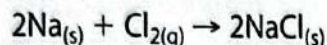
Propriedades	Aplicações
Descorante em presença da água.	Como descorante na indústria de celulose e de papel.
Desinfectante em presença da água.	Como desinfectante na água para o consumo.
Reage facilmente com outras substâncias.	Para a produção de cloreto de hidrogénio, ácido clorídrico, solventes e insecticidas.

Propriedades químicas

À temperatura ambiente, com iluminação, o cloro praticamente não reage com o hidrogénio; porém, ao aquecer ou ao Sol ocorrem reacções com explosão.



O cloro reage facilmente com o sódio metálico.



O sódio metálico fundido arde no seio do cloro, dando uma cintilação ofuscante e nas paredes do recipiente ocorre um depósito branco de cloreto de sódio.

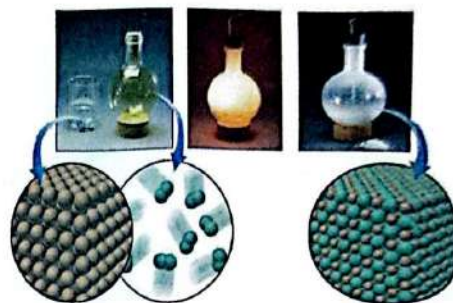


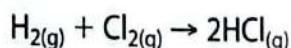
Fig. 14 Reacção do sódio com o cloro

Cloreto de hidrogénio e ácido clorídrico

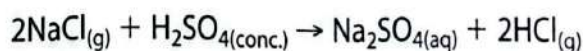
Embora o ácido clorídrico e o cloreto de hidrogénio apresentem a mesma fórmula química, HCl, o cloreto de hidrogénio encontra-se no estado gasoso e o ácido clorídrico é a solução aquosa daquele gás. Portanto cloreto de hidrogénio é $\text{HCl}_{(\text{g})}$; ácido clorídrico é $\text{HCl}_{(\text{aq})}$. O ácido clorídrico é um dos ácidos mais importantes, sendo que a sua produção mundial por ano calcula-se em toneladas.

Obtenção

Fazendo reagir cloro molecular (Cl_2) com hidrogénio molecular (H_2) desaparece a cor amarelo-esverdeada do cloro e forma-se um produto incolor – o cloreto de hidrogénio, $\text{HCl}_{(\text{g})}$.



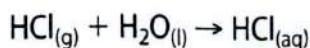
No laboratório, o cloreto de hidrogénio é obtido fazendo reagir o NaCl com o H_2SO_4 concentrado.



O **cloreto de hidrogénio** é um gás incolor, com cheiro forte e tóxico. É muito solúvel em água e a sua solução aquosa é designada ácido clorídrico.

O **ácido clorídrico** é um líquido incolor, com cheiro forte e corrosivo. Como tal, deve ser manuseado com muito cuidado.

É obtido dissolvendo o cloreto de hidrogénio, $\text{HCl}_{(\text{g})}$ em água.

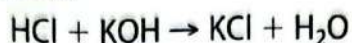


Propriedades químicas do ácido clorídrico

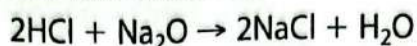
1. Reage com quase todos os metais formando sais.



2. Reage com bases formando sais.



3. Reage com óxidos de metais formando sais.



Aplicações

O cloreto de hidrogénio tem diversas aplicações. Utiliza-se para limpar, tratar e proteger metais, curtir couros (preparar o couro para ser usado) e na produção e refinação de uma grande variedade de produtos.

O ácido clorídrico é normalmente utilizado como reagente químico em laboratórios e em processos industriais. É usado na extracção de petróleo, na produção de corantes, hidrólise de amido e proteínas, produção de tintas, couros, entre outros.

No comércio é encontrado na sua forma de baixa pureza, recebendo o nome comumente conhecido de ácido muriático e é usado principalmente para a remoção de manchas resultantes da humidade em pisos e paredes de pedras, azulejos, tijolos e outros.

Este ácido pode também ser encontrado no nosso estômago. O suco gástrico consiste numa mistura bastante diluída de ácido clorídrico e várias enzimas que ajudam na digestão da comida.



Fig. 15 Ácido muriático usado na limpeza de azulejos.

Química no dia a dia

O suco gástrico contém ácido clorídrico que é indispensável para a digestão e a eliminação de micróbios. O excesso desse ácido no estômago pode provocar graves doenças.

Os sais do ácido clorídrico denominam-se **cloretos** e têm larga aplicação.

Cloreto de amónio, NH_4Cl – é usado para limpeza de solda em ferro, como suplemento alimentar para gado, em champoo para cabelos, em estamperia de têxteis, em produtos de limpeza e como medicamento mucolítico. É usado também no tratamento de neve, para a endurecer e retardar o seu derretimento.

Cloreto de cálcio hidratado, $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – aplica-se na preparação de misturas refrigerantes. O cloreto de cálcio (CaCl_2) anidro (seco) é utilizado no laboratório para purificar gases e dissecar substâncias orgânicas líquidas. →

Cloreto de mercúrio (II), HgCl_2 , também chamado sublimado corrosivo – é um veneno muito violento. As soluções diluídas do sublimado (1:1000) são utilizadas na medicina como anti-séptico muito forte. Aplica-se ainda no tratamento de sementes, no curtimento e no tingimento de tecidos.

Cloreto de potássio, KCl – é utilizado em grandes quantidades na agricultura, como adubo.

Cloreto de prata, AgCl – é o cloreto menos solúvel. O cloreto de prata é empregue na indústria fotográfica para o fabrico de materiais fotos-sensíveis.

Cloreto de sódio, NaCl , ou sal de cozinha – é o sal mais importante do ácido clorídrico. É vulgarmente conhecido como sal ou sal de cozinha e é uma substância muito utilizada no dia a dia. É formado na proporção de um átomo de cloro por cada átomo de sódio e a sua fórmula química é NaCl . O sal é fundamental para a vida animal e é também muito importante como conservante de alimentos e como tempero de alimentos.



Fig. 16 O sal é utilizado na conservação de alimentos.



Fig. 17 O sal é utilizado como tempero.

O cloreto de sódio é commumente obtido a partir da evaporação da água do mar, nas salinas.



Fig. 18 Salinas para obtenção de sal por evaporação da água do mar

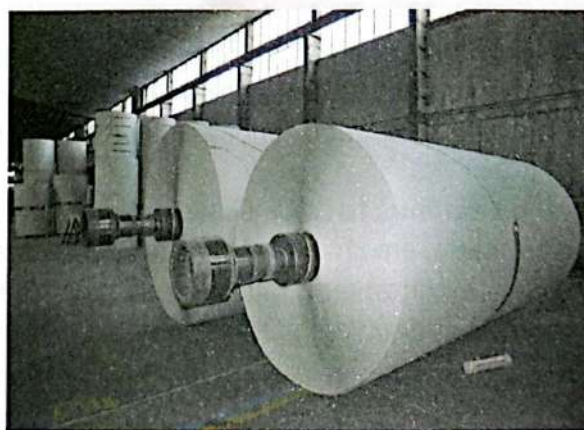


Fig. 19 Fabrico de papel

Grandes quantidades de sal são utilizadas no fabrico de papel, na produção de detergentes, para limpar as estradas do gelo durante o Inverno. É também utilizado em larga escala na produção de hidróxido de sódio, cloro, hidrogénio na produção de sabão e indirectamente na produção de ácido clorídrico por electrólise da sua solução aquosa.

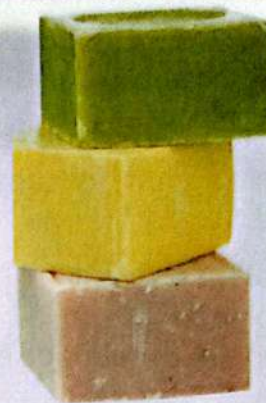


Fig. 20 Sabão

Outros halogéneos

Devido à semelhança da estrutura electrónica, os elementos que formam a família dos halogéneos apresentam comportamento químico semelhante. Todos possuem na última camada sete electrões, faltando-lhes um electrão cada para adquirirem a estrutura do gás nobre mais próximo – oito electrões na camada de valência, à qual corresponde maior estabilidade. Todos apresentam grande actividade química. Possuem, como o cloro, um cheiro muito forte e a sua inalação é igualmente perigosa.

Deficiências na quantidade de **flúor** e **iodo** no organismo têm consequências problemáticas: a deficiência de flúor pode causar cárie e mortalidade infantil; a deficiência de iodo pode produzir bócio.

O iodo aparece em algumas algas de onde pode ser extraído. É um sólido que se sublima e é empregue na medicina em forma de tintura de iodo (10% de iodo em álcool etílico) que é um dos melhores agentes anti-sépticos. O flúor utiliza-se como aditivo em pastas dentífricas e no fabrico de teflon (plástico).

O **bromo** é um líquido vermelho-escuro usado na preparação de vários medicamentos e corantes, bem como do AgBr utilizado na fotografia.



Fig. 21 Tintura de iodo



Fig. 22 Cárie devido à deficiência de flúor no organismo.

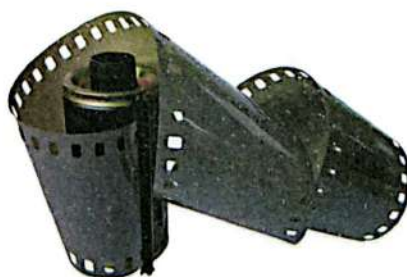


Fig. 23 As películas fotográficas são constituídas por cristais de brometo de prata.



Fig. 24 Bócio



Fig. 25 O flúor utiliza-se como aditivo em pastas dentífricas.

Experiência

Identificação dos íons halogenetos (cloreto, brometo, iodeto)

Material

- 3 tubos de ensaio
- 4 pipetas
- Suporte de tubos de ensaio

Reagentes

- Solução aquosa de nitrato de prata, $\text{AgNO}_3(\text{aq})$
- Solução de nitrato de chumbo-II, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- Solução aquosa de cloreto de sódio, $\text{NaCl}(\text{aq})$
- Solução aquosa de brometo de potássio, $\text{KBr}(\text{aq})$
- Solução aquosa de iodeto de potássio, $\text{KI}(\text{aq})$

Procedimento

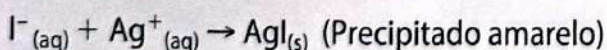
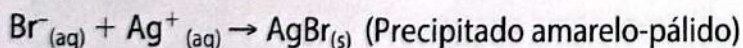
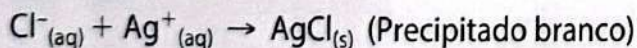
1. Deitar 3 ml de solução aquosa de nitrato de prata num tubo de ensaio.
2. Adicionar 3 ml de solução aquosa de cloreto de sódio, no primeiro tubo de ensaio. Repete-se o procedimento com a solução de brometo de potássio e de iodeto de potássio.
3. Observar e registrar.

O que se observa?

Quando se juntam íons halogenetos com íons de prata formam-se sólidos de cores distintas. A este sólido chama-se **precipitado** e, na maioria das vezes, tende a acumular-se no fundo da solução. A partir da cor dos precipitados consegue-se identificar os íons.

Que conclusões se pode tirar da experiência?

Os íons halogeneto (Cl^- , Br^- e I^-) reagem com íons de prata (Ag^+) e formam-se sais insolúveis de cores características, através das quais se podem identificar. A esta reacção chama-se **reacção de precipitação**. As equações iónicas que traduzem as reacções químicas dos íons halogenetos com os íons prata são:



No lugar do nitrato de prata pode-se usar o nitrato de chumbo. Neste caso forma-se precipitado branco com os íons cloreto e brometo e, precipitado amarelo, com os íons iodeto.

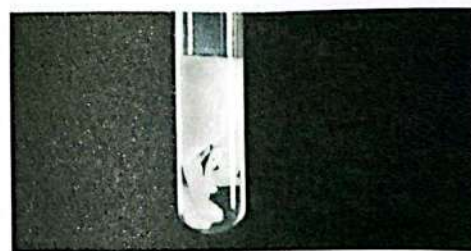
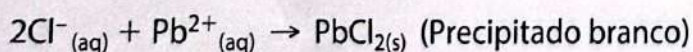


Fig. 26 Precipitado branco de AgCl

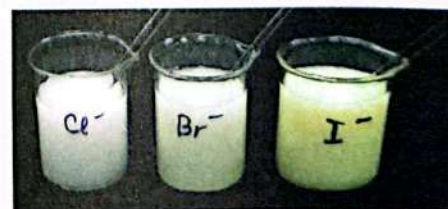
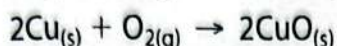
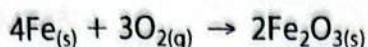


Fig. 27 Precipitados dos íons cloreto (Cl^-), brometo (Br^-) e iodeto (I^-)

Reacções de oxidação-redução

Por muito tempo, os químicos designaram reacções de **oxidação** aquelas em que uma substância se **combina com o oxigénio**. Como exemplos dessas reacções temos a oxidação do ferro e do cobre.



Ao processo contrário, isto é, à **diminuição do teor em oxigénio** de uma substância, os químicos chamaram **redução**.

Como exemplos de reacções de redução temos a obtenção dos metais a partir dos seus óxidos, por reacção com o carbono ou com o hidrogénio.



A redução do óxido implica a oxidação do carbono ou do hidrogénio, ou seja, a oxidação e a redução são simultâneas.

Em resumo, segundo esta primeira abordagem:

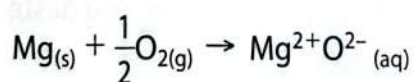
oxidação – é o ganho de oxigénio.

redução – é a perda de oxigénio.

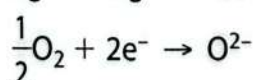
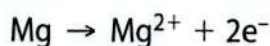
Nas duas últimas equações químicas ocorre, simultaneamente, a redução e oxidação, de modo que são reacções de **redução-oxidação**, ou simplesmente **redox**.

Reacções de oxidação-redução como transferência de electrões

Quando o magnésio se oxida, produz-se o óxido de magnésio, que é um composto iónico.



Analisando a reacção sob o ponto de vista da formação de iões, conclui-se que esta é formada por duas semi-reacções, que se podem representar por duas semi-equações:



Numa das semi-reacções, o magnésio cede dois electrões e, na outra, o oxigénio capta dois electrões.



Fig. 28 Oxidação do magnésio

Na oxidação, o magnésio cedeu electrões. Podemos então dizer: **a oxidação é um processo em que há perda de electrões.**

Por sua vez, o oxigénio que sofre a redução ganha electrões, então: **a redução é um processo em que há ganho de electrões.**

A oxidação do magnésio e a redução do oxigénio produzem-se simultaneamente.

Assim, tem-se:

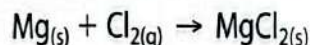
Reacção de oxidação-redução é uma reacção em que há transferência de electrões.

Reacção de oxidação-redução = reacção redox

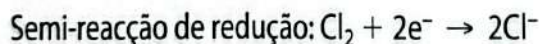
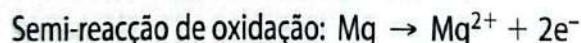
A definição de oxidação como perda de electrões também se aplica a outras reacções em que não entra oxigénio.

Por exemplo, a reacção de um metal com um não-metal, que produz a formação de um composto iónico, é também considerada uma reacção redox.

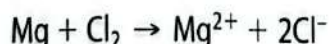
Tomemos como exemplo a reacção do magnésio com o cloro:



Sendo o cloreto de magnésio um composto iónico formado pelos iões Mg^{2+} e 2Cl^- , podemos considerar as duas semi-reacções que se seguem:



O conjunto das duas semi-reacções constitui o processo global da **equação redox**, cuja equação é:

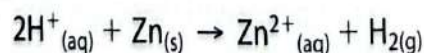


Um outro exemplo de **reacção redox** é a oxidação de alguns metais pelos ácidos, o que explica um dos impactos das chuvas ácidas.

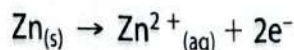
A **reacção do ácido sulfúrico com o zinco** é um exemplo de reacção deste tipo:



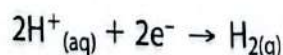
Escrevendo a equação sob a **forma iónica**:



A **semi-reacção de oxidação** é traduzida por:



e a **semi-reacção de redução**:

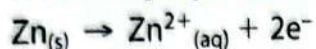


São também exemplos de reacção redox as reacções entre um metal e um ião de outro metal em solução.

Exemplos:



A semi-equação de oxidação será:



A semi-equação de redução será:

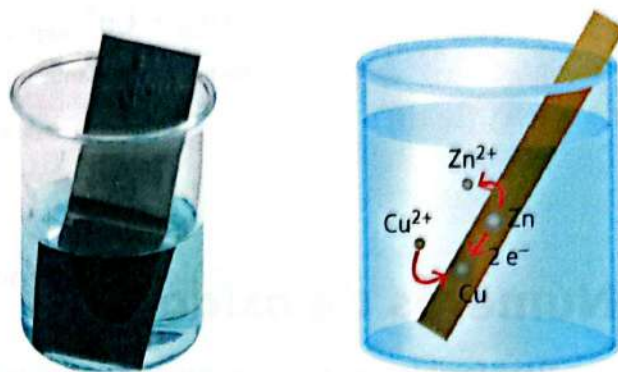
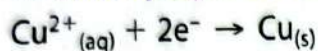


Fig. 29 Reacção redox entre um metal e um ião de outro metal em solução

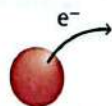
Oxidantes e redutores

Numa reacção de redução-oxidação (redox) há sempre uma espécie que sofre a oxidação e outra que sofre a redução.

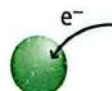
Uma espécie que se oxida cede electrões à outra espécie, reduzindo-a. Por isso, à **espécie que se oxida denomina-se redutor** ou **agente redutor**.

Uma espécie que se reduz capta electrões da outra, oxidando-a, por essa razão, à **espécie que se reduz denomina-se oxidante** ou **agente oxidante**.

Por outras palavras, o **oxidante** é um aceitador de electrões, obriga a outra espécie a oxidar-se (logo, **reduz-se**). O **redutor** é um dador de electrões, obriga a outra espécie a reduzir-se (logo, **oxida-se**).

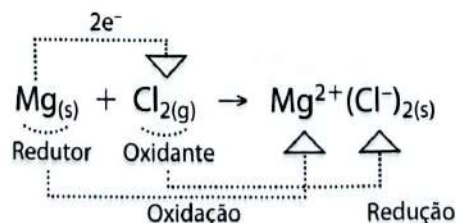


Redutor
Espécie que sofre a oxidação, produzindo a redução da outra



Oxidante
Espécie que sofre a redução, produzindo a oxidação da outra

Na reacção entre o magnésio e o cloro:



O magnésio é o **redutor** porque, ao **ceder electrões ao cloro**, vai **reduzi-lo**.

O cloro é o **oxidante** porque, ao **captar electrões do magnésio**, vai **oxidá-lo**.

Algo similar acontece na reacção entre o zinco metálico e os iões cobre.



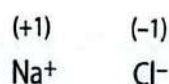
Números de oxidação

Para facilitar o reconhecimento das reacções redox, os químicos introduziram o conceito de **número de oxidação (nox)**.

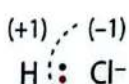
O **número de oxidação** de um átomo define-se como sendo o número de electrões que esse átomo perde ou ganha na ligação iónica ou que perderia ou ganharia se, na ligação covalente, os electrões da ligação fossem transferidos para o átomo mais electronegativo.

O *nox* representa-se por cima do símbolo químico do elemento e é sempre um valor numérico antecedido por sinal positivo ou negativo.

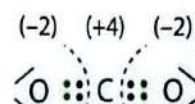
Exemplos:



Situação real



Situação hipotética



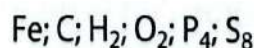
Situação hipotética

Nos casos de ligação covalente, o número de oxidação é puramente formal, isto é, a carga é fictícia.

De seguida, vamos apresentar um conjunto de regras para determinar os números de oxidação:

1. O número de oxidação (nox) de um átomo de um elemento no estado livre ou fazendo parte de uma substância elementar é zero.

Por exemplo:



Os números de oxidação dos átomos nestas espécies é zero.

2. O número de oxidação de um ião monoatômico é igual à respectiva carga.

Por exemplo, no cloreto de magnésio – MgCl₂ (Mg²⁺, 2Cl⁻):

$$\text{nox} (\text{Mg}^{2+}) = +2$$

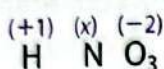
$$\text{nox} (\text{Cl}^-) = -1$$

Nos iões poliatómicos, constituídos por mais de um átomo o **número de oxidação** é igual ao **quociente entre a carga do ião e o número de átomos que o constituem**.

$$\text{nox}(\text{Hg}_2^{2+}) = \frac{+2}{2} = +1$$

$$\text{nox}(\text{O}_2^{2-}) = \frac{-2}{2} = -1$$

3. A soma dos números de oxidação dos átomos numa molécula é zero.

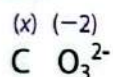


$$(+1) + x + 3(-2) = 0 \Leftrightarrow x = +5$$

Confirmar que, com o *nox* obtido, a soma é igual a zero:

$$\begin{aligned} (+1) + (+5) + 3(-2) &= 0 \\ 1 + 5 - 6 &= 0 \Leftrightarrow 0 = 0 \quad \text{Verdadeiro} \end{aligned}$$

4. A soma dos números de oxidação dos átomos num ião poliatómico é igual à carga do ião.



$$x + 3(-2) = -2 \Leftrightarrow x = +4$$

Números de oxidação mais vulgares de alguns elementos em compostos

1. Os átomos dos elementos do **grupo I** (Li, Na, K, ...) da Tabela Periódica apresentam sempre o ***nox* = +1**.

2. Os átomos dos elementos do **grupo II** principal (Mg, Ca, Sr, Ba, ...) apresentam sempre o ***nox* = +2**.

3. O **hidrogénio** apresenta o ***nox* = +1**, excepto nos **hidretos** que é ***nox* = -1**:



Cloreto de hidrogénio



Hidreto de sódio

4. O **oxigénio** apresenta o ***nox* = -2**, excepto nos **peróxidos**, nos quais ***nox* = -1**, e no **fluoreto de oxigénio**, no qual ***nox* = +2**.



5. O **flúor** apresenta sempre o ***nox* = -1**.

Volume molar

Desde o início da Química que os cientistas estudam o estado gasoso de forma a compreenderem melhor a estrutura e as transformações da matéria. Um dos que se salientou neste estudo foi Amadeo Avogadro, cientista italiano que em 1811 apresentou uma descoberta importante. Esta descoberta, chamada inicialmente hipótese de Avogadro, tem hoje o nome de Lei de Avogadro.

Lei de Avogadro – volumes iguais de quaisquer gases contêm o mesmo número de moléculas, quando medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura.



Fig. 32 Amadeo Avogadro (1776-1856)

Um dos aspectos mais importantes do trabalho de Avogadro foi o esclarecimento do conceito de molécula. Os cientistas pensavam que os gases como o oxigénio, o azoto ou o hidrogénio eram constituídos por átomos. Avogadro comprovou que eram constituídos por dois átomos ligados entre si, isto é, por moléculas.

O trabalho de Avogadro foi praticamente ignorado, a maioria dos químicos da sua época recusaram-se a aceitar a existência de ligações químicas entre dois átomos iguais. Só 50 anos mais tarde o trabalho de Avogadro seria completamente reconhecido.

Posteriormente foi possível determinar o número de moléculas existentes num determinado volume de gás. Por exemplo, sabe-se que, à pressão de 1 atmosfera e à temperatura de 0 °C, em 22,4 dm³ de um qualquer gás existem $6,02 \times 10^{23}$ moléculas. A este número chama-se **Número de Avogadro** em memória deste notável cientista.

O número de Avogadro permite perceber uma outra grandeza muito importante em Química, a **quantidade de substância** (símbolo n), cuja unidade é a **mole** (símbolo mol).

1 **mole** (mol) é a **quantidade de matéria** (n) existente numa amostra que possua $6,02 \times 10^{23}$ partículas.

Em vez do número de Avogadro, $6,02 \times 10^{23}$, usa-se, mais correctamente, a **constante de Avogadro**.

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas} \times \text{mol}^{-1}$$

A quantidade de substância é uma grandeza importante em Química porque dá indicação sobre o número de partículas (átomos, moléculas, iões), N , existentes numa amostra de matéria:

$$N = n \times N_A$$

Onde: $N \rightarrow$ n.º de partículas (átomos, moléculas, iões)

$n \rightarrow$ n.º de moles (quantidade da substância)

$N_A \rightarrow$ n.º de Avogadro ou contante de Avogadro

Podemos agora definir uma outra grandeza:

Volume molar (V_m) é o volume ocupado por uma mole de gás.

Exprime-se em decímetros cúbicos por mole (dm^3/mol) ou em litros por mole (l/mol).

O volume molar de qualquer gás nas condições normais de temperatura e pressão, CNTP é sempre $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$. Nesse volume existem sempre $6,02 \times 10^{23}$ partículas.

O volume ocupado, nas CNTP, por uma dada quantidade de matéria é dado por:

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

Portanto o volume molar (V_m) é o volume (V) ocupado por uma mole (n) de uma substância.

E se a substância for sólida ou líquida? Não sabemos qual é o volume molar de sólidos ou líquidos, só de gases em CNTP.

Então como podemos medir a quantidade de matéria? Para dar resposta a esta questão é necessário definir uma nova grandeza: a **massa molar**.

Massa molar (M) é a massa de 1 mol de determinada substância, e é expressa em gramas por mole (g/mol).

O valor numérico da massa molar (expresso em gramas por mole) é idêntico ao da massa atômica relativa (A_r), para átomos, ou da massa molecular relativa (M_r), para moléculas.

Exemplos:

Se $A_r(\text{H}) = 1,00$ então $M(\text{H}) = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Se $A_r(\text{Cu}) = 63,5$ então $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Se $M_r(\text{H}_2) = 2 \times A_r(\text{H}) = 2 \times 1,00 = 2,00$ então $M(\text{H}_2) = 2,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Se $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times A_r(\text{H}) + 1 \times A_r(\text{O}) = 2 \times 1,00 + 1 \times 16,00 = 18,00$ então $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Podemos relacionar a massa (m) de uma dada amostra de substância com a sua massa molar (M) e a sua quantidade química (n) através das expressões:

$$M = \frac{m}{n} \quad \Leftrightarrow \quad m = nM$$

Onde: M – massa molar (g/mol)

m – massa da substância (g)

n – n.º de moles ou quantidade da substância (mol)

Podemos, de forma mais esquemática, indicar algumas relações importantes:

$$1. N = n \times N_A$$

O número de partículas, N , presentes numa amostra pode obter-se pelo produto da quantidade de substância pela constante de Avogadro. Se tivermos uma mole ($n = 1 \text{ mol}$), o número de partículas coincide com a constante de Avogadro.

Pode-se determinar o número de partículas, N existente em determinado número de moles com recurso à regra de **três simples**.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas} \\ \text{Número de mol} \text{ ————— } x \end{array}$$

$$2. m = n \times M$$

A massa da substância é obtida pelo produto do número de moles e a massa molar. Ou, alternativamente, pela regra de três simples:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } M \\ \text{Número de mol} \text{ ————— } x \end{array}$$

$$3. V = n \times V_m$$

O volume de uma substância é dado pelo produto do número de moles e volume molar.

Em condições normais de temperatura e pressão, CNTP, o volume molar duma substância é de 22,4 litros por mole.

Com recurso à regra de três simples pode-se ter o volume duma substância assim:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 22,4 \text{ dm}^3 \\ \text{Número de mol} \text{ ————— } x \end{array}$$

Entre a quantidade da substância (n), o número de partículas (N), a massa da substância (m) e o volume da substância (V) em CNTP, estabelece-se a seguinte relação:

1 mole de uma substância contém $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas equivale à **massa molar** e ocupa o **volume de 22,4 litros**.

Exercícios resolvidos

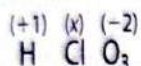
1. Determinar o número de oxidação do cloro no ácido clórico (HClO_3).

Resolução:

- Identificar os números de oxidação dos elementos que formam a molécula:

$$\text{Sabemos que } \begin{cases} \text{nox (H)} = +1 \\ \text{nox (O)} = -2 \end{cases}$$

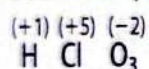
- Considerar x o nox do cloro:



- Calcular x (o nox desconhecido) tendo em conta que a soma dos números de oxidação dos átomos numa molécula é igual a zero:

$$(+1) + x + 3(-2) = 0 \Leftrightarrow x = +5$$

- Confirmar que, com o nox obtido, a soma é igual a zero:



$$\begin{aligned} (+1) + (+5) + 3(-2) &= 0 \\ 1 + 5 - 6 &= 0 \Leftrightarrow 0 = 0 \quad \text{Verdadeiro} \end{aligned}$$

2. Determinar o número de oxidação do crómio no ião dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$).

Resolução:

- Identificar os números de oxidação dos elementos que formam a molécula: sabemos que $\text{nox (O)} = -2$

- Considerar x o nox do crómio:



- Calcular x tendo em conta que a soma dos números de oxidação dos átomos num ião é igual à carga do ião:

$$2x + 7(-2) = -2 \Leftrightarrow x = +6$$

- Confirmar que, com o nox obtido, a soma é igual a -2 :



$$2(+6) + 7(-2) = -2 \Leftrightarrow +2 = +2 \quad \text{Verdadeiro}$$

→

3. O cloro é obtido no laboratório através da reacção: $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow \text{HCl} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cl}_2$
- a) Quantas moléculas de cloro são obtidas a partir das 3 mol de moléculas formadas, em CNTP? Massas atómicas: K = 39; Cl = 35,5; O = 16; H = 1
- b) Que massa de cloro se forma durante a reacção?
- c) Calcule o volume de cloro corresponde a 3 mol de moléculas formadas, em CNTP?

Resolução:

- a) Segundo Avogadro: 1 mol de moléculas (Cl_2) $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas (Cl_2). Pretende-se o número de moléculas correspondentes às 3 mol de moléculas de cloro formadas. Com recurso à regra de três simples teremos:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de molec } (\text{Cl}_2) \text{ — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molec } (\text{Cl}_2) \\ 3 \text{ mol de molec } (\text{Cl}_2) \text{ — } x \end{array}$$

$$x = \frac{3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1} = 18,06 \cdot 10^{23}$$

$$x = 18,06 \cdot 10^{23} \text{ molec } (\text{Cl}_2)$$

R.: Em 3 mol de moléculas de cloro existem $18,06 \cdot 10^{23}$ moléculas de cloro.

- b) Sabe-se que a massa molar de uma substância é a massa de 1 mol dessa substância, $M = \frac{m}{n}$. Como se pretende a massa correspondente às 3 mol de moléculas de cloro formadas, começaremos por calcular a massa molar do cloro, que é o resultado do somatório das massas atómicas relativas.

$$M(\text{Cl}_2) = 2\text{Ar}(\text{Cl}) = 2 \cdot 35,5 = 71 \text{ g/mol}$$

De $M = \frac{m}{n}$, podemos isolar m , que é a massa pretendida. Então:

$$m = nM = 3 \cdot 71 = 213 \text{ g ou}$$

Tendo calculado a massa molar da molécula de cloro, pode-se usar a regra de três simples.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de molec } (\text{Cl}_2) \text{ — } 71 \text{ g} \\ 3 \text{ mol de molec } (\text{Cl}_2) \text{ — } x \end{array}$$

$$x = 3 \times 71 = 213 \text{ g}$$

R.: Durante a reacção forma-se 213 g de cloro.

- c) O volume molar de um gás é o volume de uma mole da substância $V_m = \frac{V}{n}$. Em CNTP, sabe-se que $V_m = 22,4 \text{ l/mol}$. Assim sendo, pode-se calcular o volume, V , com base no número de moles de cloro obtido:

$$V_m = n \times V_m = 3 \times 22,4 = 67,2 \text{ l/mol ou}$$

Com base na regra de três simples:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de moléculas } (\text{Cl}_2) \text{ — } 22,4 \text{ l} \\ 3 \text{ mol de moléculas } (\text{Cl}_2) \text{ — } x \end{array}$$

$$x = \frac{3 \cdot 22,4 \text{ l}}{1} = 67,2 \text{ l}$$

R.: 3 mol de moléculas de cloro correspondem a 67,2 litros de cloro. \rightarrow

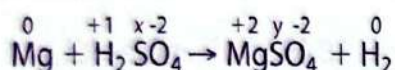
4. Demonstra que a equação química $Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$ é redox. Indica os processos de oxidação e redução, bem como o oxidante e o redutor.

Resolução:

Para demonstrar que é uma reacção redox, deve-se, primeiro, determinar os números de oxidação, *nox* de cada elemento. Depois, verificar a variação em termos de aumento e diminuição.

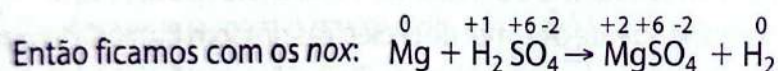
Para calcular x:

$$2(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +6$$

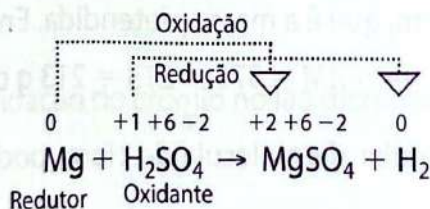


Para calcular y:

$$+2 + y + 4(-2) = 0 \Rightarrow y = +6$$



Verificando as partículas cujo *nox* variou na transição do primeiro para o segundo membro da equação química, tem-se: Mg: de *nox* 0 para +2; H: de *nox* +1 para 0. Então:



De $\overset{0}{Mg}$ para $\overset{+2}{Mg}$, é uma oxidação, o *nox* aumentou. O Mg cujo *nox* aumenta, é um redutor.

De $\overset{+1}{H}_2$ para $\overset{0}{H}_2$, é uma redução, o *nox* diminuiu. O H cujo *nox* diminuiu, é um oxidante.

Como ocorreu, simultaneamente a redução e oxidação, de facto a reacção é redox.



1. Explica por que motivo os halogéneos formam preferencialmente sais?
2. Por que é que os halogéneos pertencem ao grupo VII A da Tabela Periódica?
3. Quais as principais características do grupo dos halogéneos?
4. Completa a frase com as palavras que te damos de modo que o sentido da frase esteja correcto.

mononegativos diatómicas livre

No estado a) _____ os halogéneos ocorrem sob forma de moléculas b) _____ e os iões por eles formados são c) _____, isto é, com uma carga negativa.

5. Indica as afirmações correctas referentes às aplicações dos halogéneos.

- a) O flúor utiliza-se na esterilização da água para beber.
- b) O cloro emprega-se na produção de insecticidas, cloretos e esterilização da água para beber.
- c) O bromo utiliza-se na revelação de fotografias.
- d) O iodo emprega-se na produção de refrigerantes.
- e) O flúor utiliza-se na produção de pasta dentífrica.

6. Na tabela está representado o grupo dos halogéneos com os respectivos valores de electronegatividade. Qual é o elemento que apresenta maior reactividade? Justifica a tua resposta.

${}^9\text{F}$	${}^{17}\text{Cl}$	${}^{35}\text{Br}$	${}^{53}\text{I}$
4	2,8	2,7	2,2

7. Completa a frase utilizando as palavras que te são dadas, de modo que ela fique com um sentido correcto.

F^- recebe ião negativo

O flúor ao participar nas reacções químicas a) _____ um electrão, transformando-se num b) _____ cuja fórmula química é c) _____.

8. Sabendo que o cloro tem $Z = 17$, indica a distribuição electrónica correcta do cloro.

- a) 2:8:7
- b) 2:8:8:7
- c) 2:7
- d) 8:2:7

9. De entre as equações químicas abaixo, indica a que corresponde à equação de obtenção do cloro no laboratório.

- a) $2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2 \uparrow$
- b) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \uparrow$
- c) $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2 \uparrow$
- d) $2\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2$

10. Indica a afirmação correcta referente às propriedades físicas do cloro.
- Gás amarelo-esverdeado, solúvel em éter.
 - Gás amarelo-esverdeado, muito solúvel em água.
 - Líquido vermelho, muito solúvel em água.
 - Sólido incolor
11. Indica cinco aplicações do cloro?
12. Indica a equação química da reacção de identificação do ião cloreto.
- $\text{MgSO}_4 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MgCl}_2$
 - $2\text{NaCl} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
 - $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$
 - $\text{NaCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{(aq)} + \text{Cl}^- \text{(aq)}$
13. Indica três propriedades físicas do cloreto de hidrogénio.
14. Quais os principais sais do ácido clorídrico?
15. Escreve as equações das reacções químicas entre:
- Cloro e hidrogénio.
 - Cloro e sódio.
 - Ácido clorídrico e hidróxido de potássio.
 - Ácido clorídrico e óxido de sódio.
16. Classifica como verdadeira, **V**, ou falsa, **F**, cada uma das afirmações que se seguem.
- Sempre que há uma oxidação, há simultaneamente uma redução.
 - A espécie que se oxida numa reacção redox é o oxidante.
 - A soma algébrica dos nox de todos os átomos de um dado composto é sempre zero.
 - A espécie que cede electrões é o redutor.
17. Qual o número de oxidação dos elementos coloridos nas espécies químicas seguintes?
- | | |
|-------------------------------------|---------------------------------|
| a) S_8 | b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ |
| c) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ | d) PO_4^{3-} |
18. Qual o número de oxidação do cloro (Cl) em cada uma das espécies químicas seguintes?
- | | |
|--------------------|-------------------|
| a) ClF_5 | c) NaClO |
| b) MgCl_2 | d) Cl_2 |
19. Calcula o nox do cloro no composto HClO_2 . Mostra todos os cálculos.



20. Identifica qual ou quais das seguintes equações traduzem reacções redox.

- a) $2\text{HCl}_{(aq)} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(aq)} \rightarrow \text{CaCl}_{2(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- b) $\text{Sn}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{SnCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$
- c) $\text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{NaOH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{NaCl}_{(aq)}$
- d) $\text{NaNO}_{3(aq)} + \text{Pb}_{(s)} \rightarrow \text{NaNO}_{2(aq)} + \text{PbO}_{(s)}$

21. Identifica o agente oxidante e o agente redutor nas seguintes equações:

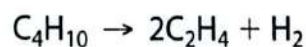
- a) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
- b) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
- c) $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HCl} + \text{O}_2$
- d) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

22. Faz corresponder o nome na coluna **A**, representado por letras, à definição que se encontra na coluna **B**, representada por números.

Coluna A	Coluna B
A. Oxidante	1. Substância cujo <i>nox</i> aumenta numa reacção química.
B. Redutor	2. Reacção química que ocorre com alteração do <i>nox</i>
C. Oxidação	3. Substância cujo <i>nox</i> diminui numa reacção química.
D. Redução	4. Processo que ocorre com aumento do <i>nox</i> numa reacção química.
E. Redox	5. Processo que ocorre com diminuição do <i>nox</i> numa reacção química.

23. Dada a equação da reacção: $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$, escreva a semi-equação de oxidação.

24. A equação da reacção de obtenção do eteno, C_2H_4 , a partir do butano, C_4H_{10} , esquematiza-se da seguinte forma:



Que volume de C_4H_{10} é necessário para formar 4 moles de C_2H_4 em CNTP?

25. Dada a equação, $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$, que massa de KClO_3 liberta 44,8 litros de O_2 em CNTP? Massas atómicas relativas: K = 39; Cl = 35,5; O = 16.



OBJECTIVOS

O aluno deve ser capaz de:

- Localizar os elementos do VI grupo na Tabela Periódica com base na estrutura electrónica.
- Descrever as características gerais dos elementos do VI grupo.
- Descrever as propriedades físicas e químicas do enxofre.
- Identificar as variedades alotrópicas do enxofre.
- Mencionar e representar os compostos de enxofre.
- Descrever as propriedades físicas e químicas dos compostos de enxofre.
- Descrever os princípios gerais da produção do enxofre e do ácido sulfúrico.
- Explicar a importância económica do ácido sulfúrico e dos seus derivados.
- Explicar a teoria das colisões.
- Explicar os factores que influenciam a velocidade das reacções químicas.

UNIDADE 5

CONTEÚDOS

Elementos do VI grupo principal

- Visão geral do grupo: distribuição electrónica segundo Bohr, características gerais do grupo e posição dos elementos na Tabela Periódica

O enxofre como representante

- Estado natural e ocorrência, variedades alotrópicas (ortorrômbico e monoclinico)
- Obtenção industrial de enxofre (método de Frasch, Calcaioni, e a partir dos seus compostos: FeS_2 e H_2S)
- Propriedades físicas e químicas, e aplicações do enxofre

Compostos de enxofre

- Óxidos: dióxido e trióxido de enxofre, obtenção, propriedades físicas e químicas
- Ácido sulfúrico: obtenção industrial pelo método de contacto, propriedades físicas e químicas (reação com metais e bases) e suas aplicações
- Sulfureto de hidrogénio e ácido sulfídrico: obtenção, propriedades físicas e químicas do ácido sulfídrico
- Sais: principais sulfuretos, sulfitos e sulfatos, sua importância

Cinética química

- Conceitos de cinética, velocidade e energia de activação. Teoria das colisões
- Velocidade da reação e factores que a influenciam (temperatura, superfície de contacto, catalisador e concentração)

Os elementos do VI grupo principal da Tabela Periódica

Símbolos químicos e nomes dos elementos

Os elementos que formam o grupo VI A, ou grupo 16, da Tabela Periódica são: o oxigênio (O), o enxofre (S), o selênio (Se), o telúrio (Te) e o polônio (Po). O oxigênio, o enxofre e o telúrio são não-metais, sendo o polônio o único metal. Este grupo é designado de grupo dos **calcogêneos**.

8	O	16,00	Oxigênio
16	S	32,06	Enxofre
34	Se	78,96	Selênio
52	Te	127,60	Telúrio
84	Po	(209)	Polônio



Fig. 1 O oxigênio existe no ar atmosférico e na água.



Fig. 2 O enxofre é libertado nas fumarolas.

Ocorrência na Natureza

Oxigênio – é o elemento mais abundante da Natureza. Existe tanto na forma livre como na composta. No estado livre é encontrado sob forma de moléculas diatômicas (O_2), no ar atmosférico (21% do volume do ar atmosférico é ocupado por oxigênio). Na forma combinada ou de compostos, o composto mais importante que contém oxigênio é a água, H_2O . Existe também em muitos outros óxidos que estão em rochas como o quartzo, SiO_2 , ou em minerais, como a magnetite, Fe_3O_4 . Aparece em sais oxigenados, como o carbonato de cálcio, $CaCO_3$ e o sulfato de cálcio, $CaSO_4$.



Fig. 4 Quartzo



Fig. 5 Magnetite



Fig. 3 Carbonato de cálcio ou calcário



Fig. 6 Sulfato de cálcio

Enxofre – ocorre em depósitos vulcânicos. Existe também em muitas substâncias orgânicas como albuminas e em alguns compostos de carvão e petróleo.



Fig. 7 O enxofre ocorre em depósitos vulcânicos como vulcões e fumarolas.

Selênio – aparece na Natureza com os sulfuretos. Ocorre como vestígio em plantas. Aplica-se no fabrico de rectificadores, fotocélulas e fotômetros.

Telúrio – é muito raro na Natureza. Aplica-se como componente de ligas metálicas com chumbo, cobre e ferro fundido.

Polônio – é radioactivo e muito raro na Natureza.

Propriedades

Algumas propriedades físicas dos elementos do VI grupo principal apresentam-se na tabela seguinte.

Tabela 1: Propriedades físicas dos elementos do VI grupo principal

Nome	Oxigénio	Enxofre	Selénio	Telúrio	Polónio
Símbolo químico	O	S	Se	Te	Po
Número atómico	8	16	34	52	84
Massa atómica relativa	15,9994	32,065	78,96	127,60	209
Electronegatividade	3,44	2,58	2,55	2,1	2,0
p.f. (°C)	-222,8	115,2	220,8	449,5	253,8
p.e. (°C)	-183	444,6	684,8	987,8	961,8
Estado físico em CNTP	Gasoso	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Propriedades metálicas/não-metálicas	Não-metálicas	Não-metálicas	Não-metálicas e metálicas	Não-metálicas e metálicas	Não-metálicas e metálicas
Propriedades ácidas/básicas das soluções dos óxidos	—	Ácidas	Ácidas	Ácidas a neutras	Básicas
Fórmulas dos óxidos	—	SO ₂ e SO ₃	SeO ₂ e SeO ₃	TeO ₂ e TeO ₃	PoO ₂

Estrutura electrónica

Os calcogénios apresentam seis electrões de valência como pode ser confirmado na tabela que se segue.

Tabela 2: Distribuição electrónica dos elementos do grupo VI grupo principal

Símbolo do elemento	Número atómico	Estrutura electrónica	Posição na Tabela Periódica
O	8	2:6	Grupo - VI A (16); Período - 2
S	16	2:8:6	Grupo - VI A (16); Período - 3
Se	34	2:8:18:6	Grupo - VI A (16); Período - 4
Te	52	2:8:18:18:6	Grupo - VI A (16); Período - 5
Po	84	2:8:18:32:18:6	Grupo - VI A (16); Período - 6

Analisando as duas tabelas anteriores, conclui-se que:

- O carácter metálico dos elementos aumenta com o aumento do número atómico.
- Todos os elementos apresentam seis electrões de valência, facto que justifica a pertença a este grupo.
- O número de camadas aumenta com o aumento do número atómico.
- Todos os elementos são sólidos excepto o oxigénio.

Valência dos elementos

A valência é um número que indica a capacidade que um átomo de um elemento tem de se combinar com outros átomos, capacidade essa que é medida pelo **número de electrões** que **um átomo** pode **ceder, receber** ou **compartilhar de forma a estabelecer uma ligação química**.

Os adjectivos que descrevem as valências dos átomos usam os prefixos gregos, como mono, bi, tri, tetra, etc., para valências iguais a I, II, III, IV, etc.

Com excepção do oxigénio, que apresenta valência II na grande maioria dos compostos que forma, os restantes elementos são polivalentes apresentando valências II, IV e VI.

Tabela 3: Valências de alguns elementos do VI grupo principal

Valência de calcogénio	Compostos típicos
II	H ₂ S, H ₂ O, H ₂ Se, F ₂ Te, CaSe, Na ₂ S, etc.
IV	SO ₂ , H ₂ SO ₃ , SeO ₂ , H ₂ TeO ₃ , etc.
VI	SO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₂ SeO ₄ , TeO ₂ , etc.

Enxofre como representante dos calcogéneos

Estado natural

O enxofre existe na Natureza, tanto no estado livre como no estado combinado. No **estado combinado**, encontra-se ligado a outros elementos, como, por exemplo: o sulfureto de sódio (Na_2S), o dissulfureto de ferro ou pirite (FeS_2), o sulfureto de hidrogénio (H_2S), o sulfato de sódio (Na_2SO_4), o ácido sulfúrico (H_2SO_4), o sulfureto de chumbo ou galena (PbS), o sulfureto de zinco ou blenda (ZnS), etc.

Os jazigos mais importantes onde se pode encontrar enxofre no **estado livre** situam-se na Sicília (Itália), nos EUA e na Rússia, para além de existirem em menor percentagem nas regiões vulcânicas e noutras zonas do globo.



Pirite (FeS_2)



Galena (PbS)



Blenda (ZnS)

Fig. 8 Principais minérios em que ocorre o enxofre.

Propriedades físicas

A substância enxofre é um não-metal sólido, amarelo, frágil, que apresenta modificações alotrópicas como o **enxofre ortorrômbico**, o **enxofre monoclinico**, entre outras formas. É insolúvel em água mas solúvel em sulfureto de carbono, CS_2 . É inodoro e forma moléculas octatómicas, S_8 . Reduz-se facilmente a pó e comercializa-se com o nome de enxofre moído. Não é solúvel em água e não se molha.

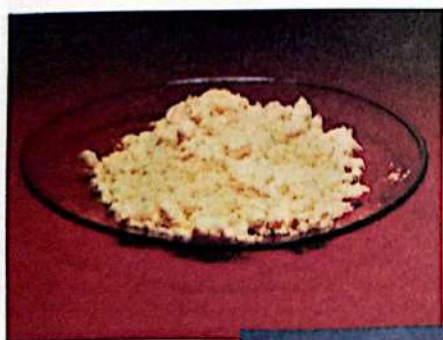


Fig. 9 Enxofre em pó



Fig. 10 Enxofre em cristais

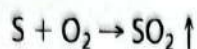


Fig. 11 Modificações alotrópicas do enxofre

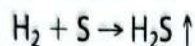
Propriedades químicas

As principais propriedades químicas do enxofre são:

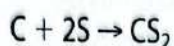
- O enxofre **arde na presença do ar**, ou O_2 , com chama azulada, produzindo SO_2 , e é reconhecido pelo cheiro sufocante.



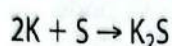
- O enxofre **reage com o hidrogénio formando sulfureto de hidrogénio**.



- **Ao rubro**, o enxofre **combina-se com o carbono produzindo dissulfureto de carbono**.



- O enxofre **liga-se com metais libertando calor e formando sulfuretos**.



Obtenção

- **Processo de Calcaroni**: é usado na Sicília e consiste em queimar enxofre (minério) na superfície dos antigos vulcões, em forma de plano inclinado e é recolhido em moldes.

Vantagens do modelo: não exige grande tecnologia e é barato.

Desvantagens: cerca de 1/3 do enxofre é desperdiçado durante a combustão. O enxofre obtido tem elevado grau de impureza.

- **Método de Frasch**: é usado nos EUA e consiste em introduzir, até aos jazigos do minério, três tubos que se interpenetram.

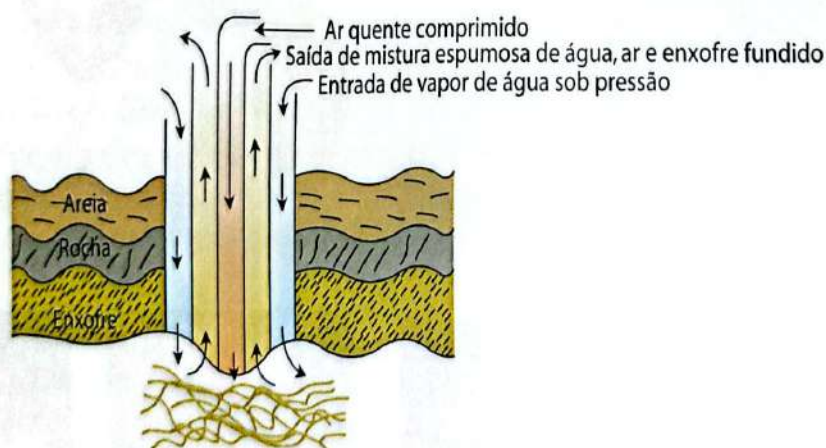


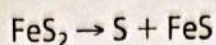
Fig. 12 Torre de perfuração para extração de enxofre

Pelo tubo mais externo introduz-se vapor de água sobreaquecido ($150\text{ }^{\circ}\text{C}$) a pressão elevada (6 atm), cuja função é fundir o enxofre no jazigo. Pelo tubo mais interno introduz-se ar comprimido, o qual vai formar uma espuma leve com o enxofre fundido. Esta espuma sobe pelo tubo intermédio e é recolhido em caixotes de madeira. O produto, assim obtido, tem apenas 0,5% de impurezas e, por isso, não precisa de refinação.

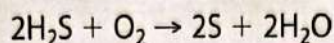
- **Método industrial:** consiste em separar o enxofre dos compostos onde faz parte, por aquecimento ou outros métodos de decomposição.

Exemplo:

1.º A partir da pirrite:



2.º A partir da oxidação do sulfureto de hidrogénio:



Aplicações

O enxofre puro é um importante reagente para a obtenção de produtos úteis, como ácido sulfúrico, adubos e na vulcanização da borracha. O processo de vulcanização confere à borracha sintética maior dureza e resistência ao calor. Aplica-se ainda no fabrico de insecticidas para as culturas de algodão e vinhas, no fabrico de fósforos e de muitos sulfuretos. Além disso, é muito útil na preparação de pó sulfodérmico e pomadas de enxofre usados contra doenças de pele.



Fig. 13 Ácido sulfúrico



Fig. 14 O enxofre confere à borracha sintética maior dureza.



Fig. 16 Palitos de fósforos



Fig. 15 Adubos

Compostos de enxofre

Óxidos de enxofre

Dióxido de enxofre

O dióxido de enxofre, SO_2 , é um composto químico constituído por dois átomos de oxigénio e um átomo de enxofre ligados por ligações polares, no qual o elemento enxofre tem número de oxidação +4.

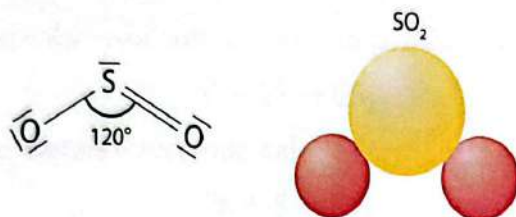


Fig. 17 Estrutura molecular do SO_2 e modelo molecular

Em condições normais de pressão e temperatura é um gás incolor, não-inflamável, altamente tóxico, de cheiro picante e a sua inalação pode ser fortemente irritante.

É produzido naturalmente pelos vulcões e em alguns processos industriais.

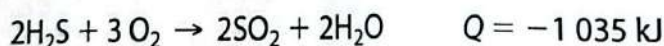
Na indústria, o dióxido de enxofre é utilizado principalmente para a produção de ácido sulfúrico, produto de elevada importância económica.

O **dióxido de enxofre** pode ser obtido a partir da:

- **Combustão completa do enxofre no ar** ou no seio do oxigénio puro.



- **Oxidação completa do sulfureto de hidrogénio**



- **Oxidação de sulfuretos ou ustulação** (exposição a uma temperatura alta em presença do ar, para o converter num composto oxigenado) da pirite (FeS_2) – obtenção industrial.



O dióxido de enxofre é um gás emitido na queima de combustíveis de automóveis e indústrias em conjunto com óxidos de carbono (CO e CO_2) e de azoto. É, em conjunto com o dióxido de azoto (NO_2), um dos principais causadores da chuva ácida, uma vez que associado à água presente na atmosfera, origina o ácido sulfuroso (H_2SO_3).

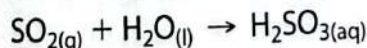


Fig. 18 Emissão de dióxido de enxofre para a atmosfera

Este ácido apesar de menos forte que o ácido sulfúrico; a sua projecção no meio ambiente, que ocorre por meio de chuvas ácidas, é fortemente prejudicial, representando um elevado risco para qualquer ser vivo.

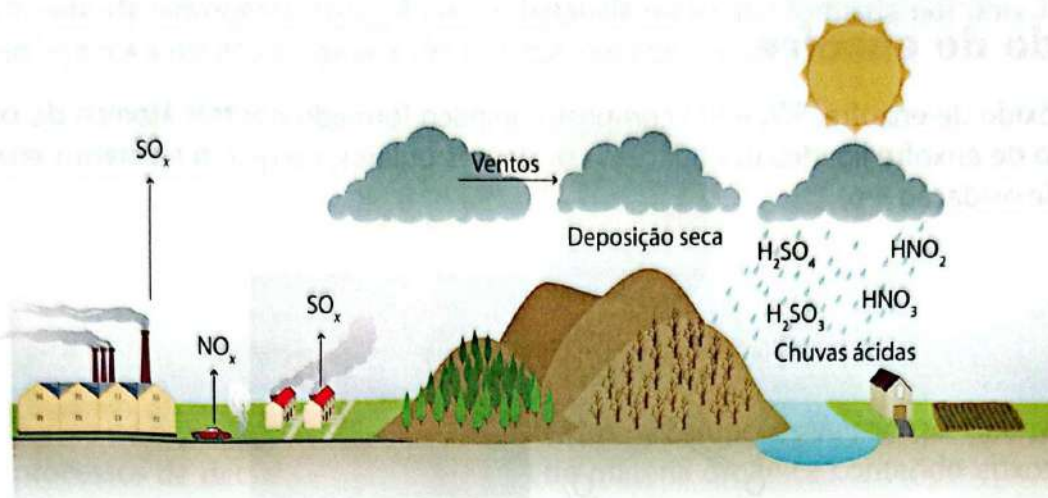
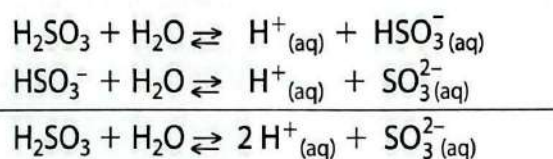


Fig. 19 Chuva ácida proveniente dos óxidos

O ácido sulfuroso é um ácido fraco e dissocia-se em duas etapas, originando em cada uma delas o catião hidrogénio que atribui às soluções propriedades ácidas.



Como se pode observar, para além do H^+ , forma-se também o anião sulfito (SO_3^{2-}), o qual origina sais denominados de sulfitos.

Os **sulfitos** são sais derivados do ácido sulfuroso (H_2SO_3) e apresentam o radical sulfito, SO_3^{2-} . Os mais importantes são:

- O **sulfito de sódio** – é um composto químico de fórmula Na_2SO_3 . Existe na forma anidra e na forma heptahidratada (com sete moléculas de água). É um conservante usado em alimentos e é solúvel em água, deixando o meio básico. É também usado como agente descolorante em têxteis e na manufatura de papel.
- O **sulfito de magnésio** – é um composto químico de fórmula MgSO_3 .

O dióxido de enxofre é nocivo à nossa saúde e ao meio ambiente, por isso, limita-se o teor de enxofre existente nos combustíveis de modo a diminuir a emissão deste gás. Na construção de grandes instalações industriais aplica-se muito dinheiro para a construção de filtros com o objectivo de retirar o dióxido de enxofre dos gases de escape.

O dióxido de enxofre é também usado como desinfectante; anti-séptico e anti-bacteriano; como agente branqueador de tecidos de seda, lã e palha; como conservante de produtos alimentares e ainda no fabrico de bebidas alcoólicas, nomeadamente na produção de vinho.

No vinho, o dióxido de enxofre aparece como ácido sulfuroso e a sua utilização deve-se ao facto de este inibir ou parar o desenvolvimento de leveduras e bactérias, parando assim a fermentação alcoólica no momento oportuno, em simultâneo que garante a esterilização do vinho.

Trióxido de enxofre

O trióxido de enxofre, SO_3 é um composto químico formado por três átomos de oxigénio e um átomo de enxofre ligados por ligações covalentes polares, no qual o elemento enxofre tem número de oxidação +6.

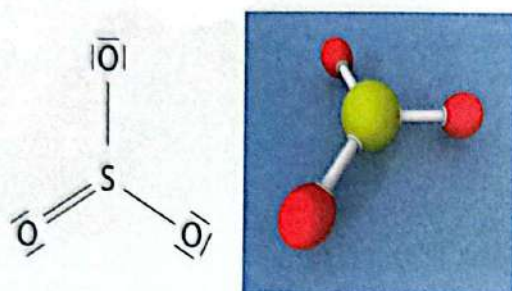
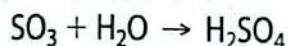


Fig. 20 Estrutura molecular do SO_3 e modelo molecular

Em condições normais de pressão e temperatura é um gás incolor, muito corrosivo, com cheiro penetrante e bastante picante, e venenoso. É solúvel em água, liquefaz-se com facilidade e por evaporação do líquido no vácuo obtém-se o SO_2 sólido.

O trióxido de enxofre é o anidrido do ácido sulfúrico. Misturando o trióxido de enxofre com a água obtém-se o ácido sulfúrico.



O trióxido de enxofre é obtido através da queima do dióxido de enxofre na presença de oxigénio e catalisado por pentóxido de vanádio (V_2O_5).

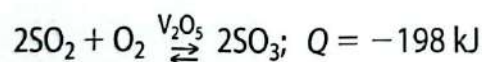


Fig. 21 Efeitos da chuva ácida na Natureza

O trióxido de enxofre também pode ser formado nas chaminés de fábricas que queimam compostos sulfurados.

É causador da chuva ácida, pois, em combinação com a água presente na atmosfera, origina o ácido sulfúrico (H_2SO_4). Podendo causar sérios danos ao ser humano e ao meio ambiente.

Sulfureto de hidrogénio e ácido sulfídrico

Obtenção

O sulfureto de hidrogénio, $\text{H}_2\text{S}_{(g)}$ é uma substância molecular formada por dois átomos de hidrogénio ligados a um átomo de enxofre por ligações covalentes polares.



Fig. 22 Estrutura molecular do H_2S e modelo molecular

O sulfureto de hidrogénio é um dos gases libertos nas erupções vulcânicas. Ocorre na Natureza por processos de decomposição biológica de matéria orgânica contendo enxofre na sua composição, como é o caso das proteínas.



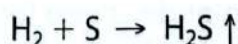
Fig. 23 Monte Aso, o maior vulcão activo do Japão. O sulfureto de hidrogénio é um dos gases libertos durante a erupção.



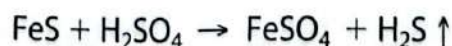
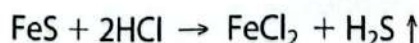
Fig. 24 O sulfureto de hidrogénio é considerado um veneno de largo espectro.

Pode ser obtido através da:

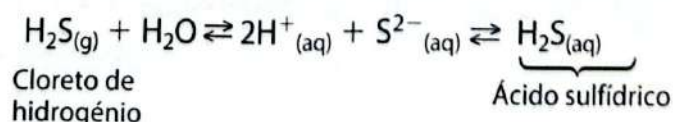
- **Reacção directa entre H_2 e S**



- **Reacção entre um sal de ferro e um ácido diluído**

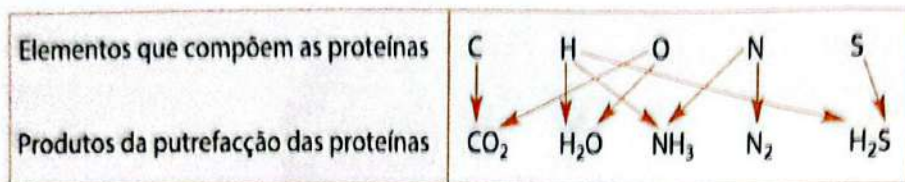


O sulfureto de hidrogénio dissolve-se em água, dissociando-se em dois iões positivos (catiões), os iões hidrogénio e um ião negativo (anião), o ião sulfureto.



Propriedades físicas

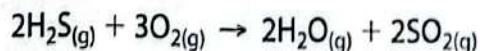
O sulfureto de hidrogénio é, em condições normais de temperatura e pressão, um gás **incolor**, mais denso que o ar, de cheiro desagradável a ovos podres. Na Natureza, forma-se da **putrefacção** de proteínas que, para além dos elementos C, O, N, contêm também S.



O sulfureto de hidrogénio é muito tóxico, bloqueia as células respiratórias e paralisa o **sistema nervoso**, podendo conduzir à morte. Destroi a hemoglobina. Deve ter-se o cuidado de **cumprir** com as regras de segurança do trabalho no laboratório, bem como trabalhar com **pequenas** quantidades deste gás. Em caso de inalação excessiva do gás deve retirar-se a vítima para um ambiente arejado.

Reacção com o oxigénio

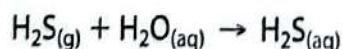
O sulfureto de hidrogénio quando exposto ao ar arde com uma chama azul, originando **dióxido** de enxofre e água. A reacção é explosiva.



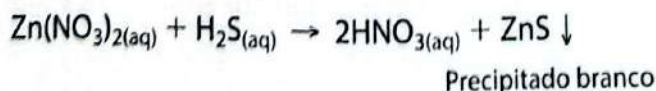
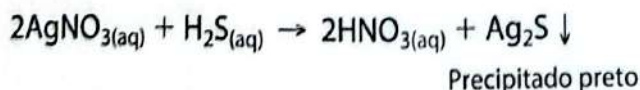
As soluções aquosas de sulfureto de hidrogénio ($\text{H}_2\text{S}_{(aq)}$) designam-se por **ácido sulfídrico**, $\text{H}_2\text{S}_{(aq)}$ uma vez que têm propriedades ácidas.

O **ácido sulfídrico** é uma solução aquosa de sulfureto de hidrogénio.

Ocorre na Natureza no petróleo bruto, no gás natural, em produtos vulcânicos, etc. É obtido por dissolução do sulfureto de hidrogénio em água.



O ácido sulfídrico é um líquido incolor de cheiro forte e picante, semelhante ao de sulfureto de hidrogénio. É usado na identificação de metais pesados (zinco, cobre, estanho, ferro, cobalto, níquel, etc.), pois os iões sulfureto (S^{2-}) formam, com iões desses metais, compostos corados pouco solúveis ou precipitados coloridos.



Sulfuretos e seus minerais mais importantes

Sulfuretos são compostos binários formados por enxofre e um outro elemento.

Exemplos: ZnS, PbS, Na₂S, CS₂, etc.

Muitos sulfuretos de metais existem na Natureza como minérios. Na tabela 4 apresentam-se os minérios que contêm os sulfuretos mais importantes.

Tabela 4: Nomes comerciais de alguns sulfuretos

Fórmula química	Nome químico	Nome comercial
Cu ₂ S	Sulfureto de cobre (I)	Brilho de cobre
PbS	Sulfureto de chumbo (II)	Galena
HgS	Sulfureto de mercúrio (II)	Cinábrio
ZnS	Sulfureto de zinco	Blenda
Sb ₂ S ₃	Sulfureto de antimônio	Estibina
FeS ₂	Dissulfureto de ferro	Pirite
CuFeS ₂	Dissulfureto de cobre e ferro	Calcopirite

Os sulfuretos são usados na metalurgia para a extração de metais, na electrotecnia e como matéria-prima para a obtenção do ácido sulfúrico.



Experiência

Identificação do ião sulfureto, S²⁻

Material

- 2 provetas de 5 ml
- 2 tubos de ensaio
- Suporte para tubos de ensaio

Reagentes

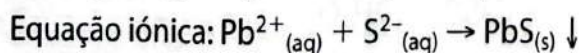
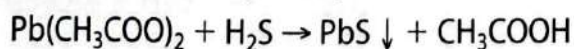
- Pb(CH₃COO)₂
- H₂S ou Na₂S
- Água destilada

Procedimento

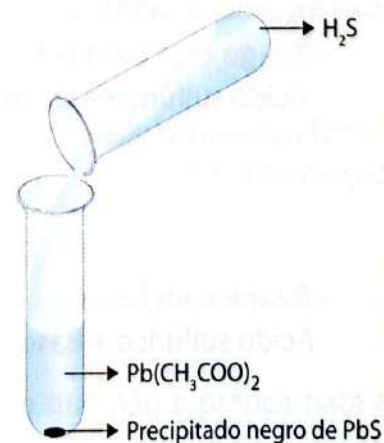
1. Deitar num tubo de ensaio 2 a 3 ml de acetato de chumbo, Pb(CH₃COO)₂, e adicionar 2 a 3 ml de ácido sulfídrico, H₂S_(aq).

O que se observa?

Forma-se um precipitado preto insolúvel na solução.



Pode adicionar-se água para se comprovar a insolubilidade do PbS.



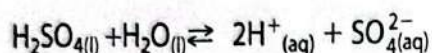
Identificação dos iões sulfuretos

Ácido sulfúrico

Propriedades físicas

O ácido sulfúrico, H_2SO_4 , é um ácido oxigenado no qual o enxofre tem número de oxidação +6. É um líquido incolor, inodoro, oleoso, bastante denso ($\rho = 1,84$). É um dos ácidos mais importantes, juntamente com o ácido clorídrico (HCl), o ácido nítrico (HNO_3) e o ácido fosfórico (H_3PO_4).

É muito solúvel em água dissociando-se de acordo com a equação:



O processo de dissolução do ácido sulfúrico concentrado em água é fortemente exotérmico, ou seja, liberta calor. Portanto, convém misturar o ácido sulfúrico concentrado com a água com cuidado. Para evitar uma pulverização da camada quente superficial da solução, é necessário deitar o ácido sulfúrico (o líquido mais pesado) sobre a água, em porções pequenas. **De modo algum se deve deitar água sobre o ácido.**

O ácido sulfúrico é muito corrosivo originando queimaduras graves quando em contacto com a pele.

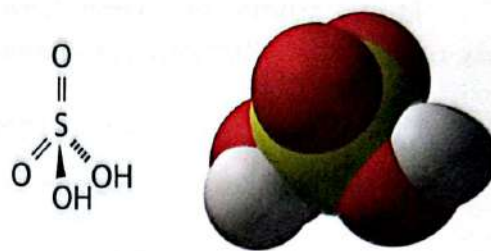


Fig. 25 Estrutura molecular do H_2SO_4 e modelo molecular

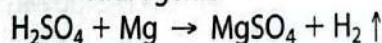


Fig. 26 Soluções aquosas de ácido sulfúrico

Propriedades químicas

• Reage com metais activos

Ácido sulfúrico + metal \rightarrow Sal + Hidrogénio



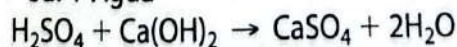
• Reage com óxidos básicos (óxidos metálicos)

Ácido sulfúrico + Óxido básico \rightarrow Sal + Água



• Reage com bases

Ácido sulfúrico + Bases \rightarrow Sal + Água



Os sais do ácido sulfúrico chamam-se **sulfatos**.

Obtenção industrial

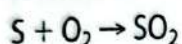
Método de contacto

O nome **método de contacto** deve-se ao facto de ocorrer o contacto entre os reagentes dióxido de enxofre e oxigénio com o catalisador pentóxido de vanádio, etapa que é determinante para acelerar e garantir a produção de grandes quantidades do ácido.

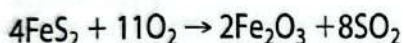
As principais fases deste processo são: obtenção do dióxido de enxofre; oxidação do dióxido de enxofre (processo de contacto) e formação do ácido sulfúrico.

Obtenção do dióxido de enxofre

- Oxidação do enxofre (SO_2)



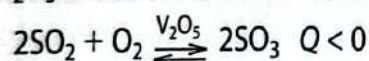
- Oxidação da pirite (FeS_2)



Pelo rendimento que apresenta, a oxidação da pirite constitui o método básico de obtenção do dióxido de enxofre.

Oxidação do dióxido de enxofre

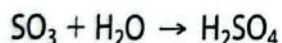
O SO_2 reage directamente com o oxigénio, na presença do V_2O_5 , a uma temperatura aproximada de $450\text{ }^\circ\text{C}$.



É a fase que dá o nome de método de contacto ao processo. O rendimento é de 99,5% de SO_3 .

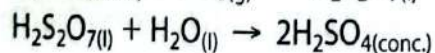
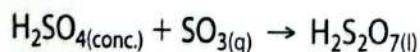
Formação do ácido sulfúrico

O trióxido de enxofre é lavado com água ou uma solução de ácido sulfúrico, com a formação de uma solução de ácido sulfúrico 98-99%.



A dissolução directa de SO_3 em água é impraticável por causa da natureza altamente exotérmica da reacção. Forma-se uma nuvem ao invés de um líquido.

Preferencialmente, o SO_3 é absorvido em H_2SO_4 concentrado e forma ácido sulfúrico fume-gante ou *oleum* ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$) que é diluído para se obter a concentração desejada, com a formação de ácido sulfúrico.



A reacção $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ é de pouco rendimento, pelo que não é prática para a obtenção de grandes quantidades.



Fig. 27 Fábrica de ácido sulfúrico

Aplicações do H_2SO_4



Principais sulfatos

Sulfatos – são sais derivados do H_2SO_4 , e apresentam o radical sulfato, SO_4^{2-} .

Os sulfatos mais importantes são:

- **Sulfato de cobre (II)** – é um composto químico de fórmula $CuSO_4$. É solúvel em água e é tóxico por ingestão. Existe na forma anidra ($CuSO_4$), sob forma de um pó de coloração verde opaca ou cinzento e na forma pentahidratada ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$), que é azul brilhante, que tem acção fungicida. Outras aplicações incluem tinturas para cabelo, coloração de vidro, processamento de couro e têxteis, e pirotecnia.
- **Sulfato de sódio** – é um sólido branco de fórmula Na_2SO_4 , quando anidro e, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ quando hidratado. É usado no fabrico de papel reciclado, na produção de vidros, detergentes, corantes para tecidos; e na medicina, como laxante, anti-inflamatório, etc.
- **Sulfato de cálcio** – é abundante na Natureza, quer sob a forma de gesso, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, quer sob a forma de anidrite, $CaSO_4$. É matéria-prima para o fabrico de giz. O gesso é usado na construção civil e em ortopedia, em caso de fractura óssea.
- **Sulfato de zinco** – De fórmula $ZnSO_4$, é um sólido cristalino incolor e solúvel em água. Abunda na Natureza na sua forma hidratada, $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$. É usado para suprir necessidades animais de zinco em rações animais, em fertilizantes e sprays agrícolas.
- **Sulfato de ferro (II)** – também chamado sulfato ferroso, é um composto químico de fórmula $FeSO_4$. É mais comumente encontrado como o sal heptahidratado de cor verde-azulado, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.
- **Alúmen** – é o sulfato duplo de alumínio e potássio, $KAl(SO_4)_2$. É utilizado na medicina, como mordente e na indústria de papel.
- **Sulfato de amónio** – é um composto químico de fórmula $(NH_4)_2SO_4$. É um sal branco, cristalino e muito solúvel em água. Utiliza-se como adubo e na obtenção de sais de amónio.



Experiência

Reacção do H_2SO_4 com substâncias orgânicas (açúcar e papel)

Material

- 1 copo de precipitação
- 1 proveta graduada
- Papel
- Balança

Reagentes

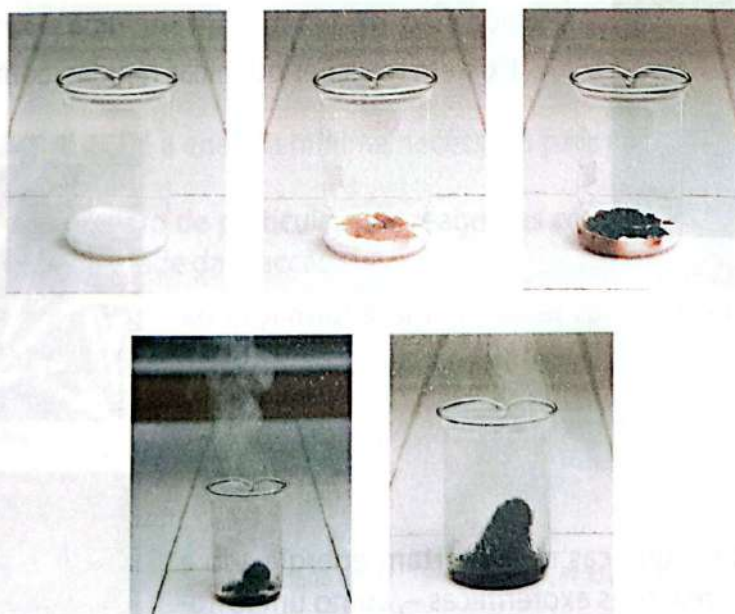
- Açúcar
- Ácido sulfúrico, H_2SO_4 (conc.)

Procedimento

1. Deitar algumas gotas de ácido sulfúrico (conc.) sobre um pedaço de papel.
2. Num copo de precipitação deitar cerca de 30 g de açúcar.
3. Medir 2 cm^3 de ácido sulfúrico (conc.) e deitar cuidadosamente no copo que contém o açúcar.

O que se observa?

O papel torna-se negro e carboniza. No copo de precipitação, a massa de açúcar torna-se negra e quente. Começa a crescer e forma uma massa esponjosa negra.



Reacção química entre o açúcar e o ácido sulfúrico

Conclusões

Durante a acção do $H_2SO_{4(\text{conc.})}$ sobre o açúcar, o papel e outras substâncias orgânicas, formadas por C, H e O, o $H_2SO_{4(\text{conc.})}$ extrai-lhes o hidrogénio e o oxigénio sob a forma de água, deixando o carbono como resíduo (carvão) e dá-se uma elevação da temperatura da mistura.

Cinética química

Velocidade e energia de activação

A todo o momento, no ambiente que te rodeia, estão a ocorrer transformações. Sempre que ocorre a transformação de uma substância noutra podemos dizer que ocorre uma reacção química.

Se olhares à tua volta, poderás identificar um número infinito de reacções químicas, umas mais rápidas e outras mais lentas, umas mais espectaculares e outras quase imperceptíveis, com e sem libertação de calor. Assim,

- Existem reacções químicas espontâneas, como a deterioração dos alimentos.

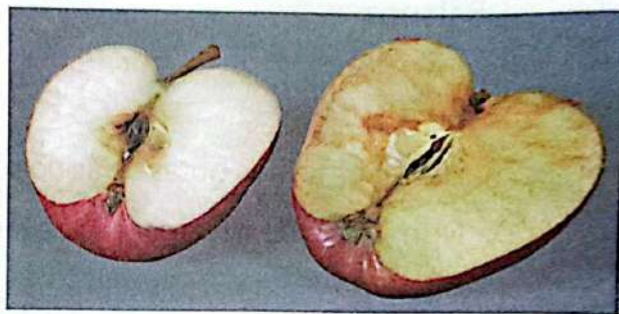


Fig. 28 Deterioração da maçã



Fig. 29 Combustão

- Existem reacções químicas provocadas, como a cozedura dos alimentos.
- Existem reacções químicas rápidas, como as combustões.

- Existem reacções químicas lentas, como a formação da ferrugem.



Fig. 30 Formação de ferrugem

- Existem reacções químicas que libertam energia sob a forma de calor – reacções exotérmicas –, como um fósforo a arder.



Fig. 31 Ardor do palito de fósforo

- Existem reacções químicas em que é absorvida energia sob a forma de calor – reacções endotérmicas – como a dissolução do nitrato de amónio em água.

A velocidade, no geral está relacionada à rapidez de ocorrência. Em Química, a velocidade da reacção está associada à rapidez com que se formam os produtos de uma reacção química.

A **velocidade de uma reacção química** mede a quantidade de uma substância que se produz ou que se consome num determinado intervalo de tempo.

Calcular a velocidade de uma reacção química corresponde a medir a quantidade de reagentes que se consomem ou de produtos que se formam, em cada unidade de tempo.

O modo como se procede à medição da velocidade tem de ser escolhido em função do tipo de reacção que estiver a ser estudada. Assim, num dado intervalo de tempo, pode medir-se:

- A quantidade de produto da reacção que se forma.
- O tempo de formação de uma dada quantidade de produto da reacção.
- O tempo de consumo de um ou mais reagentes.

A **cinética química** é o ramo da Química que estuda a velocidade das reacções bem como os factores que a influenciam.

Um dos modelos para a interpretação do modo como as reacções químicas ocorrem ao nível das partículas, no estado gasoso, é a **teoria das colisões**.

A **teoria das colisões**, diz que uma reacção só pode ocorrer quando as partículas dos reagentes (átomos, moléculas ou iões) se chocam ou colidem entre si.

De facto, para que ocorra uma reacção química é necessário que as partículas dos reagentes colidam entre si, mas isto não é suficiente. É ainda necessário que a colisão ocorra com uma **orientação adequada** e com **energia suficiente** para que seja **eficaz**. Essa energia é designada de **energia de activação**.

Energia de activação, E_a é a energia mínima necessária para que a reacção ocorra.

Quanto maior for o número de partículas dos reagentes com energia superior à energia de activação, maior será a velocidade da reacção.

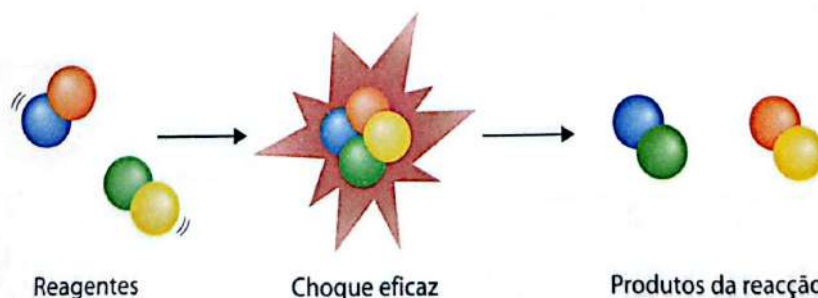


Fig. 32 Para que uma reacção química ocorra é necessário que haja uma colisão efectiva ou eficaz que permita um rearranjo de átomos.

Complexo activado é uma estrutura instável que serve de transição entre reagentes e produtos.

O complexo activado é um estado intermediário entre os reagentes e os produtos, em que ocorre a quebra das ligações químicas dos reagentes e formação de novas (dos produtos).

Factores que influenciam a velocidade da reacção

Por vezes é conveniente diminuir a velocidade da reacção como, por exemplo, na conservação dos alimentos. Noutras ocasiões é necessário aumentar a velocidade da reacção como, por exemplo, no fabrico de produtos químicos para, assim, aumentar o rendimento da produção.

Como é que se consegue alterar a velocidade de uma reacção química?

Dado que uma reacção química ocorre quando existem colisões eficazes (orientação espacial e energia adequadas) entre os corpúsculos dos reagentes, para **alterar a velocidade** de uma reacção é **necessário alterar o número de colisões que ocorrem e/ou a eficácia destas mesmas colisões**. Assim, quando aumenta o número de colisões e/ou a eficácia das mesmas, verifica-se um aumento da velocidade da reacção. Por outro lado, quando diminui o número de colisões e/ou a eficácia das mesmas, verifica-se uma diminuição da velocidade da reacção.

A alteração do número de colisões e/ou da eficácia das mesmas consegue-se fazendo variar diversos factores, tais como:

- Concentração dos reagentes.
- Estado de divisão dos reagentes sólidos.
- Temperatura.
- Presença de catalisador.

Concentração dos reagentes

Quanto maior for a concentração dos reagentes maior é a velocidade da reacção.

Quando se aumenta a concentração dos reagentes, ou seja, a quantidade de partículas dos reagentes presentes no sistema reaccional, aumenta o número de colisões entre eles, resultando num aumento da velocidade da reacção química.

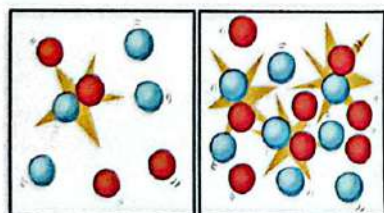


Fig. 33 Maior concentração dos reagentes conduz a um maior número de colisões, logo maior velocidade da reacção.



Fig. 34 A combustão do carvão no seio do oxigênio é mais rápida que no ar.

Estado de divisão dos reagentes sólidos

Quanto maior for o estado de divisão dos reagentes sólidos maior é a velocidade da reacção.

Quando um dos reagentes se encontra no estado sólido, verifica-se que um aumento do seu estado de divisão conduz a uma maior superfície exposta, possibilitando conseqüentemente um aumento do número de colisões entre os corpúsculos. Sendo assim, aumenta a velocidade da reacção química.

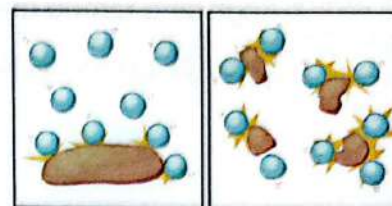


Fig. 35 Maior divisão dos reagentes sólidos conduz a um maior número de colisões, logo maior velocidade da reacção.



Fig. 36 A fruta cortada deteriora-se mais rapidamente.



Fig. 37 A carne picada deteriora-se mais rapidamente.



Experiência

Variação da velocidade de uma reacção com a concentração e com o estado de divisão dos reagentes

Material

- 3 balões de *erlenmeyer*
- 2 provetas de 50 cm³
- Lixa
- Régua
- Tesoura
- Balança
- Cronómetro

Reagentes

- Fita de magnésio
- Solução aquosa de ácido clorídrico (concentrado)

Procedimento

Parte A

1. Cortar três fitas de magnésio com 3 cm de comprimento.
2. Limpar cada uma das fitas com a ajuda da lixa.
3. Pesquisar cada uma das fitas e registar os valores como massa 1, massa 2 e massa 3.
4. Marcar cada um dos balões de *erlenmeyer* com os números 1, 2 e 3.



5. Colocar no balão de *erlenmeyer* 1 cerca de 50 cm³ de solução concentrada de ácido clorídrico.
6. Introduzir no balão de *erlenmeyer* a fita de magnésio 1 (massa 1).
7. Registrar o tempo que o magnésio demora a desaparecer (tempo 1).
8. Calcular a velocidade da reacção 1 de acordo com a seguinte equação:

$$v_1 = \frac{\text{Massa 1}}{\text{Tempo 1}}$$

Parte B

1. Colocar no balão de *erlenmeyer* 2 cerca de 30 cm³ de água e 20 cm³ de solução concentrada de ácido clorídrico.
2. Introduzir no balão de *erlenmeyer* a fita de magnésio 2 (massa 2).
3. Registrar o tempo que o magnésio demora a desaparecer (tempo 2).
4. Calcular a velocidade da reacção 2 de acordo com a seguinte equação:

$$v_2 = \frac{\text{Massa 2}}{\text{Tempo 2}}$$

5. Comparar os valores das velocidades obtidas (v_1 e v_2) e retirar conclusões.

Parte C

1. Cortar a fita de magnésio 3 (massa 3) em pedacinhos pequenos.
2. Colocar no balão de *erlenmeyer* 3 cerca de 50 cm³ de solução concentrada de ácido clorídrico.
3. Introduzir no balão de *erlenmeyer* os pedaços da fita de magnésio.
4. Registrar o tempo que o magnésio demora a desaparecer (tempo 3).
5. Calcular a velocidade da reacção 3 de acordo com a seguinte equação:

$$v_3 = \frac{\text{Massa 3}}{\text{Tempo 3}}$$

6. Comparar os valores das velocidades obtidas (v_1 e v_3) e retirar conclusões.

Questões

1. Qual a influência da concentração do ácido clorídrico na velocidade da reacção?
2. Qual a influência do estado de divisão do magnésio na velocidade da reacção?

Temperatura

Quanto **maior for a temperatura a que decorre uma reacção** maior é a velocidade da reacção.

Um aumento da temperatura conduz a um aumento da energia cinética dos corpúsculos, o que faz com que estes se movimentem mais rapidamente. Assim, aumenta o número de colisões bem como a sua eficácia. Por isso, um aumento da temperatura conduz a um aumento da velocidade da reacção química.

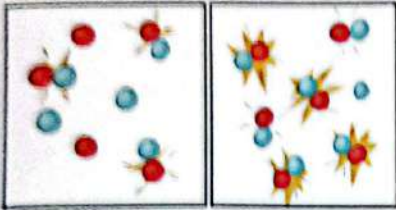


Fig. 38 Maior temperatura conduz a um maior número de colisões e a colisões mais eficazes, logo maior velocidade da reacção.



Fig. 39 Os alimentos são guardados no frigorífico ou no congelador, pois aí as reacções de degradação ocorrem mais lentamente, permitindo que conservem as suas propriedades durante mais tempo.



Experiência

Variação da velocidade de uma reacção com a temperatura

Material

- 2 balões de *erlenmeyer*
- 1 proveta de 50 cm³
- Lixa
- Régua
- Tesoura
- Balança
- Cronómetro
- Termómetro
- Placa de aquecimento

Reagentes

- Fita de magnésio
- Solução aquosa de ácido clorídrico (diluído)

Procedimento

Parte A

1. Cortar duas fitas de magnésio com 3 cm de comprimento.
2. Limpar cada uma das fitas com a ajuda da lixa.
3. Pesquisar cada uma das fitas e registar os valores como massa 1 e massa 2.
4. Marcar cada um dos balões de *erlenmeyer* com os números 1 e 2.
5. Colocar no balão de *erlenmeyer* 1 cerca de 50 cm³ de solução diluída de ácido clorídrico.
6. Medir a temperatura e registar.
7. Introduzir no balão de *erlenmeyer* a fita de magnésio 1 (massa 1).
8. Registrar o tempo que o magnésio demora a desaparecer (tempo 1).
9. Calcular a velocidade da reacção 1 de acordo com a seguinte equação:

$$v_1 = \frac{\text{Massa 1}}{\text{Tempo 1}}$$

Parte B

1. Colocar no balão de *erlenmeyer* 2 cerca de 50 cm³ de solução diluída de ácido clorídrico.
2. Aquecer a solução de ácido clorídrico a uma temperatura de 50 °C.
3. Introduzir no balão de *erlenmeyer* a fita de magnésio 2 (massa 2).
4. Registrar o tempo que o magnésio demora a desaparecer (tempo 2).

5. Calcular a velocidade da reacção 1 de acordo com a seguinte equação:

$$v_2 = \frac{\text{Massa 2}}{\text{Tempo 2}}$$

6. Comparar os valores das velocidades obtidas (v_1 e v_2) e retirar conclusões.

Questões

1. Qual a influência da temperatura na velocidade da reacção?
2. Indica uma situação do dia a dia em que a temperatura influencie a velocidade de uma reacção.

Catalisador

Em algumas reacções químicas verifica-se que a velocidade da reacção é alterada pela presença no sistema reaccional de certas substâncias que apesar de não serem reagentes influenciam a velocidade da reacção. Estas substâncias designam-se **catalisadores** quando a sua presença **aumenta a velocidade da reacção** e **inibidores** quando **diminuem a velocidade da reacção**.

Esta alteração da velocidade deve-se ao facto de um catalisador proporcionar um «caminho» alternativo pelo qual a reacção química pode ocorrer com uma energia de activação menor, ou seja, torna-se necessária uma menor energia dos corpúsculos para que um choque seja eficaz. O inibidor tem o efeito contrário, impedindo a reacção de decorrer pelo «caminho» habitual e obrigando-a a seguir uma via alternativa de energia de activação maior.

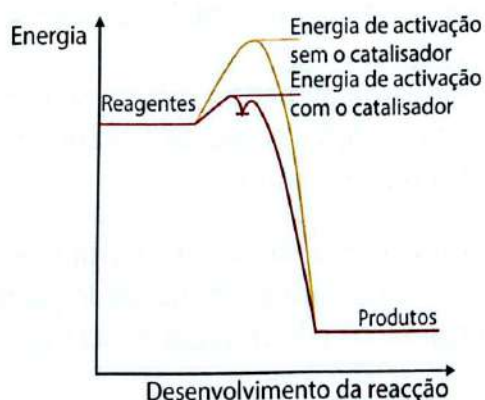


Fig. 40 A presença de um catalisador aumenta a velocidade da reacção.

Catalisadores são substâncias que aumentam ou aceleram a velocidade de uma reacção e não são consumidos durante a reacção.

Um caso já teu conhecido de utilização de catalisadores na indústria é na síntese do amoníaco, na qual se utiliza ferro como catalisador.

Não é só na indústria que os catalisadores possuem um papel importante. Também nos automóveis se usa o «catalisador». Assim, nos automóveis é usado um pó metálico que actua

como catalisador, o qual proporciona que sejam totalmente consumidos nas reacções **todos os** gases poluentes (óxidos de azoto, monóxido de carbono, etc.), transformando-os em água e em dióxido de carbono.

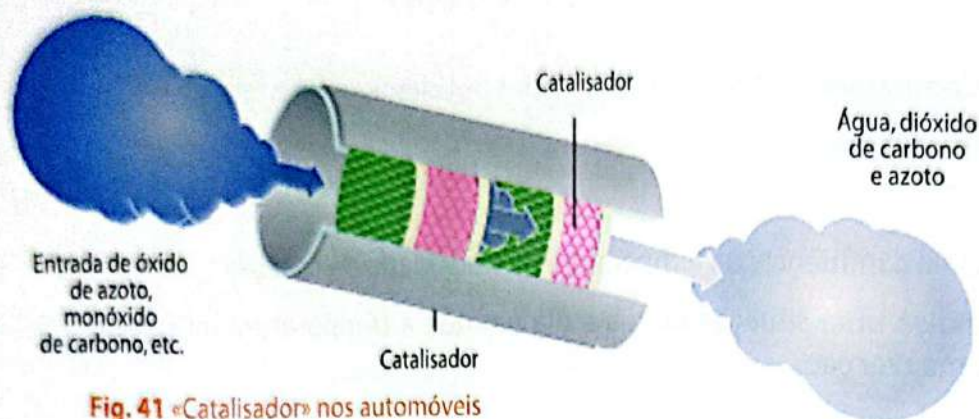


Fig. 41 «Catalisador» nos automóveis

O sal retarda a deterioração do bacalhau seco, diminuindo a velocidade das reacções de degradação das substâncias constituintes do bacalhau.



Fig. 42 O sal também funciona como inibidor na deterioração do bacalhau.



Fig. 43 Nos rótulos de algumas embalagens alimentares estão identificados os inibidores.

Na indústria alimentar, é muito frequente utilizarem-se inibidores com o objectivo de diminuir a possibilidade de deterioração dos alimentos. São inibidores, por exemplo, as diversas substâncias que nas embalagens são identificadas pelos códigos E200 até E290, que funcionam como conservantes e também pelos códigos E300 até E390, que são antioxidantes.

Na indústria alimentar recorre-se também com frequência à utilização de catalisadores como, por exemplo, na produção de queijo, iogurte, pão, cerveja ou vinho.

Na indústria farmacêutica também se inserem inibidores nos medicamentos com o intuito de impedir o desenvolvimento dos processos químicos e biológicos relacionados com determinadas doenças.



Também no organismo humano actuam catalisadores, as **enzimas**, que intervêm, por exemplo, como auxiliares da função digestiva. As enzimas são catalisadores biológicos. São específicas para as reacções que catalisam, isto é, uma enzima que catalisa uma determinada reacção não catalisa necessariamente, outra reacção.

Fig. 44 Os medicamentos também contêm inibidores.

**Experiência****Variação da velocidade de uma reacção com a presença de catalisadores****Material**

- 6 tubos de ensaio
- 1 suporte para tubos de ensaio
- 1 proveta de 5 cm³

Reagentes

- Água oxigenada
- Dióxido de manganês
- Batata crua (pedaço pequeno)
- Batata cozida (pedaço pequeno)

Procedimento**Parte A**

1. Colocar os tubos de ensaio no suporte e identificá-los de 1 a 6.
2. Colocar 2 cm³ de água oxigenada no tubo 1. Observar.
3. Colocar, no tubo 2, o mesmo volume de água oxigenada e adicionar um pouco de dióxido de manganês. Observar.
4. Comparar a velocidade de decomposição da água oxigenada nos dois tubos de ensaio.

Parte B

1. Colocar 2 cm³ de água oxigenada no tubo 3. Observar.
2. Colocar, no tubo 4, o mesmo volume de água oxigenada e adicionar um pouco de batata crua. Observar.
3. Colocar 2 cm³ de água oxigenada no tubo 4. Observar.
4. Colocar, no tubo 5, o mesmo volume de água oxigenada e adicionar um pouco de batata cozida. Observar.
5. Comparar a velocidade das reacções quando usas batata crua e batata cozida.

Questão

- Qual a influência do dióxido de manganês e da batata crua na velocidade da reacção?



Exercícios resolvidos

1. O enxofre, uma das substâncias mais usadas na indústria para a produção do ácido sulfúrico, é obtido por oxidação parcial do sulfureto de hidrogénio. Escreve a equação química correspondente.

Resolução:

A oxidação parcial ocorre em ambiente com pouca quantidade de oxigénio. Assim a equação química é:



2. Uma das etapas de produção do ácido sulfúrico consiste na obtenção do dióxido de enxofre. O nome do minério que permite a obtenção de grandes quantidades do dióxido de enxofre é:

- a) Blenda b) Cinábrio c) Calcário d) Pirite

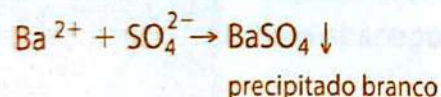
Resolução:

O minério de ferro que permite obter grandes quantidades de dióxido de enxofre é a pirite (FeS_2).

3. Explica como procederia para identificar a presença do ião sulfato numa solução (elucida a explicação por equação química).

Resolução:

Para identificar a presença de iões sulfato em uma determinada solução, basta retirar uma pequena porção dessa tal solução e adicioná-la algumas gotas de uma solução de iões de bário. Se de facto existirem iões sulfato, formar-se-á um precipitado branco.



4. Completa e acerta as equações das reacções químicas que se seguem:

- a) $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ b) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Resolução:

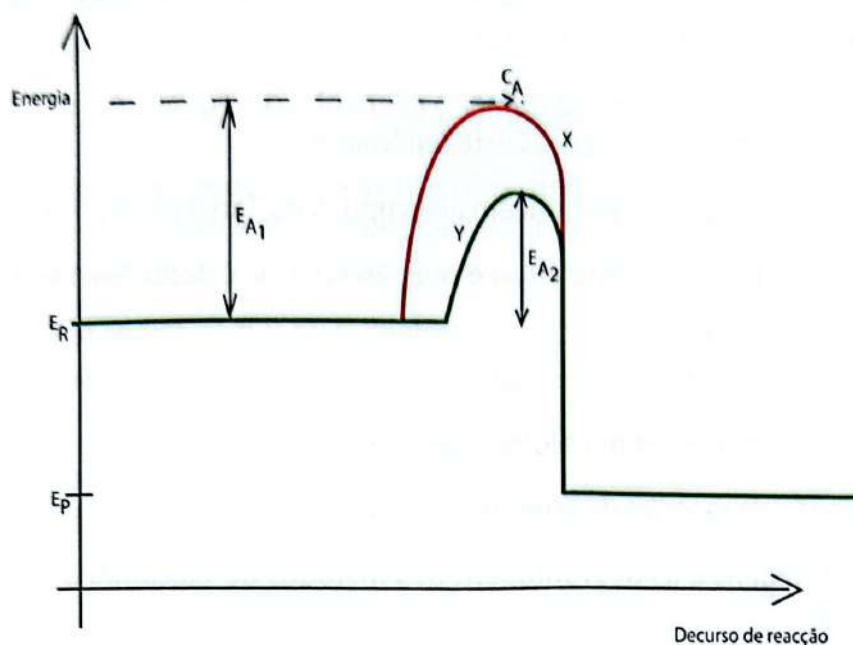
- a) $2\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$ b) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

5. Explica a influência do factor superfície de contacto na velocidade de uma reacção química (considera a facilidade ou dificuldade de acender fogo em pedaços de lenha muito finas e em troncos).

Resolução:

Com certeza é mais fácil fazer atear fogo em pedaços de lenha fina do que em troncos. Isso deve-se ao facto de haver maior superfície de contacto entre a chama do palito de fósforo e a lenha fina do que na grossa (tronco). Quanto maior a superfície de contacto, maior é a velocidade da reacção. Note que no tronco, a chama, contacta com a parte externa deste mas na linha fina, ocorre em várias partes até na interna. →

6. O gráfico abaixo mostra o decurso normal de uma reacção bem como o da mesma sob acção de um catalisador. Faz a legenda.



Resolução:

O catalisador baixa a energia de activação de uma reacção e, nesse caso a velocidade da reacção torna-se maior. Assim, corresponde ao decurso normal o gráfico (X) e com catalisador o gráfico (Y)

- E_{A1} – Energia de activação da reacção normal
- E_{A2} – Energia de activação da reacção com catalisador
- C_A – Complexo activado da reacção normal
- E_R – Energia dos reagentes
- E_P – Energia dos produtos



- Indica as afirmações correctas sobre a ocorrência do enxofre e do oxigénio na Natureza.
 - O oxigénio ocorre no ar, na água e nas rochas.
 - O enxofre é muito raro na Natureza.
 - O enxofre ocorre em jazigos, nas regiões vulcânicas e nos seres vivos.
 - O oxigénio encontra-se nos sulfuretos.
- No grupo VI da Tabela Periódica, o primeiro elemento, o oxigénio, é um não-metal, o último, o polónio, é um metal. Como explicas este fenómeno?
- Por que razão os calcogéneos pertencem ao grupo VI da Tabela Periódica?
- Nas condições normais de temperatura e pressão em que estado físico se encontram os elementos do grupo?
- Quais as valências dos elementos do grupo? Dá alguns exemplos.
- Escreve os nomes das variedades alotrópicas do enxofre.
- Escreve a equação da reacção de combustão do enxofre.
- Compara as vantagens e as desvantagens dos métodos de Calcaroni e de Frash em termos de rendimento.
- Quais os óxidos de enxofre e as suas consequências para o meio ambiente?
- Indica a afirmação que traduz as propriedades físicas do dióxido de enxofre.
 - É um gás incolor, venenoso e insolúvel em água.
 - É um gás incolor, venenoso e solúvel em água.
 - É um líquido amarelo e insolúvel em água.
- Escreve as equações de obtenção do sulfureto de hidrogénio.
- Um aluno da 9.^a Classe pretende identificar iões sulfureto. Como deve proceder?
- Que precauções se devem ter no manuseamento de ácido sulfúrico?
- Escreve a equação química da reacção entre o ácido sulfúrico diluído e o sódio.
- Escreve as equações químicas que traduzem o método de contacto para a obtenção do ácido sulfúrico.
- Quais os principais sais derivados do ácido sulfúrico?
- Indica as afirmações que traduzem as aplicações do ácido sulfúrico.
 - Na produção de adubos.
 - No fabrico de corantes.
 - No fabrico de leite em pó.
 - Para a obtenção de sal de cozinha.
 - Na produção de açúcar.



18. Indica o nome dos compostos formados nas equações das reacções que damos a seguir.
- $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
 - $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$
 - $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$
19. Define velocidade de uma reacção química.
20. Como se pode medir a velocidade de uma reacção química?
21. Que modelo interpreta o modo como as reacções químicas ocorrem ao nível das partículas no estado gasoso? Segundo este modelo, que condições são necessárias para que ocorra uma reacção química?
22. Dos factores abaixo, indica com **V** ou **F**, conforme a alínea corresponda ou não a factores que influenciam a velocidade de uma reacção química.
- Temperatura.
 - Cor da substância.
 - Concentração dos reagentes.
 - Catalisador.
 - Aceleração.
 - Natureza dos reagentes.
23. Classifica as afirmações como verdadeiras, **V**, ou falsas, **F**.
- A velocidade de uma reacção química aumenta quando aumenta a concentração dos reagentes.
 - A velocidade de uma reacção química diminui quanto maior for o estado de divisão dos reagentes sólidos.
 - A temperatura não influencia a velocidade de uma reacção química.
 - Os catalisadores diminuem a velocidade de uma reacção química.
24. As frases seguintes referem-se a reacções químicas cuja velocidade da reacção pode variar segundo determinados factores. Quais os factores que em cada caso influenciam a velocidade das reacções químicas?
- O leite azeda mais depressa fora do frigorífico.
 - De dois frascos iguais de massa de tomate, um tapado e outro sem tampa, o que está destapado ganha bolor mais rapidamente.
 - Para que as batatas cozam mais depressa, cortam-se em pedaços pequenos.
 - Para ajudar a digestão dos alimentos, as pessoas podem tomar comprimidos à base de enzimas.
 - A carne picada deteriora-se mais depressa.
25. Um determinado medicamento produz efeito mais rapidamente quando se encontra em pó ou dissolvido em água. Explica por palavras tuas a que se deve este facto.
26. Compara a acção de um catalisador e de um inibidor na catálise em termos de energia de activação e velocidade da reacção.



OBJECTIVOS

O aluno deve ser capaz de:

- Relacionar a estrutura dos átomos dos elementos do V grupo com as suas propriedades e aplicações.
- Conhecer os princípios técnicos de produção industrial do amoníaco e do ácido nítrico.
- Identificar as reacções reversíveis.
- Descrever as características de um sistema em equilíbrio químico.
- Relacionar o deslocamento do equilíbrio com a variação dos diferentes factores.
- Explicar a importância dos adubos ou fertilizantes para a agricultura.

Nitrogénio e os elementos do V grupo principal

UNIDADE 6

CONTEÚDOS

Elementos do V grupo principal

- Visão geral do grupo: características gerais do grupo. Distribuição electrónica segundo Bohr e posição dos elementos na Tabela Periódica

Nitrogénio como representante

- Estado natural e ocorrência. Obtenção. Propriedades físicas e químicas (reação com oxigénio e hidrogénio). Aplicações
- Obtenção industrial do amoníaco através do processo Haber-Bosch
- Óxidos de nitrogénio (NO e NO_2)
- Ácido nítrico: obtenção industrial do ácido nítrico (processo de Ostwald). Aplicações do ácido nítrico e dos seus sais (nitratos)

Equilíbrio químico

- Reação irreversível e reversível. Sistema fechado e aberto.
- Princípio de Le Châtelier. Factores que alteram o estado de equilíbrio numa reação química

Fósforo e seus compostos

- Alotropia. Óxidos de fósforo. Ácidos (fosfórico e fosforoso). Sais (fosfatos e fosfitos) e aplicações

Adubos ou fertilizantes

- Principais adubos minerais: azotados, fosfatados e potássicos
- Efeitos para o solo e para as plantas
- Poluição do solo: prevenção, causas e efeitos
- Adubos naturais: produção e vantagens da sua produção – tema gerador

Págs. 134 a 163

Os elementos do V grupo principal da Tabela Periódica

Símbolos químicos e nomes dos elementos

Os elementos que formam o grupo V A, ou grupo 15, da Tabela Periódica são: o azoto ou nitrogénio (N), o fósforo (P), o arsénio (As), o antimónio (Sb) e o bismuto (Bi).

7
N 14,01 Azoto
15
P 30,97 Fósforo
33
As 74,92 Arsénio
51
Sb 121,75 Antimónio
83
Bi 208,98 Bismuto



Fig. 1 O azoto entra na composição de adubos azotados.

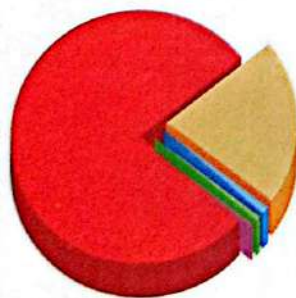


Fig. 2 O fósforo é um dos constituintes das cabeças dos palitos de fósforos.

Ocorrência na Natureza

Azoto ou nitrogénio – é o quinto elemento químico mais abundante do universo. Foi descoberto em 1772 pelo britânico Rutherford, ao determinar algumas das suas propriedades, e em 1790 Chaptal deu-lhe o nome de nitrogénio.

Ocorre na Natureza tanto na forma livre como na combinada. Na **forma livre**, ocorre no ar atmosférico, sendo o maior componente do ar (78% de volume do ar).



- Azoto (78,08%)
- Oxigénio (20,95%)
- Árgon (0,93%)
- Dióxido de carbono (0,037%)
- Outros

Néon
Hélio
Metano
Criópton
Hidrogénio
Óxido de diazoto
Monóxido de carbono
Xénon
Amoníaco
Monóxido de azoto
Dióxido de azoto

Fig. 3 Composição do ar atmosférico (valores expressos em percentagem de volume)

Na **forma combinada** é encontrado sob forma de sais, como por exemplo (NaNO_3) e de proteínas em seres vivos.



Fig. 4 Nitrato de sódio, NaNO_3

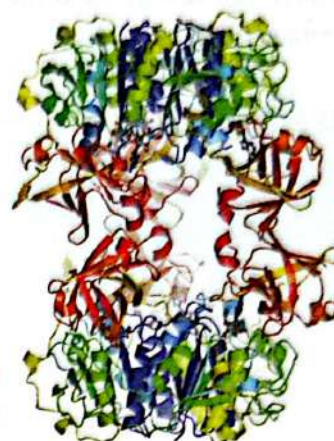


Fig. 5 As proteínas são os principais compostos de azoto.

Fósforo – encontra-se na Natureza basicamente no estado combinado, formando fosfatos inorgânicos, inclusive nos seres vivos. Não é encontrado no estado livre porque é muito reactivo.

O fósforo é o único macronutriente que não existe na atmosfera. Encontra-se na maior parte das rochas e dissolve-se com a água da chuva, sendo transportado até aos rios e mares. A maior 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, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Arsénio – é encontrado principalmente sob a forma de sulfureto numa grande variedade de minerais que contêm ouro, cobre, chumbo, ferro, níquel, cobalto e outros metais.

Antimónio – é encontrado na Natureza em numerosos minerais, apesar de ser um elemento pouco abundante. Embora seja possível encontrá-lo livre, normalmente está na forma de sulfuretos.

Bismuto – existe na crosta terrestre na forma livre, não muito abundante e na forma de minerais. Entre os metais pesados é considerado o menos tóxico.

Tabela 1: Propriedades dos elementos do V grupo principal

Nome	Nitrogénio	Fósforo	Arsénio	Antimónio	Bismuto
Símbolo químico	N	P	As	Sb	Bi
Número atómico	7	15	33	51	83
Massa atómica relativa	14,007	30,934	74,922	121,760	208,980
Electronegatividade	3,04	2,19	2,18	2,05	2,02
p.f. (°C)	-210	44,1	816,8	630,6	271,6
p.e. (°C)	-197,8	280,4	613,8	1 586,8	1 563,8
Estado físico em CNTP	Gasoso	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Propriedades metálicas/não-metálicas	Não-metálicas	Não-metálicas	Não-metálicas e metálicas	Não-metálicas e metálicas	Metálicas
Fórmulas dos óxidos	NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5	P_2O_3 , P_2O_5	As_2O_3 , As_2O_5	Sb_2O_3 , Sb_2O_5	Bi_2O_3 , Bi_2O_5

Estrutura electrónica

Os elementos deste grupo apresentam cinco electrões de valência como se pode observar na tabela seguinte.

Tabela 2: Distribuição electrónica dos elementos do V grupo principal

Símbolo do elemento	Número atómico	Estrutura electrónica	Posição na Tabela Periódica
N	7	2:5	Grupo – V A (15); Período – 2
P	15	2:8:5	Grupo – V A (15); Período – 3
As	33	2:8:18:5	Grupo – V A (15); Período – 4
Sb	51	2:8:18:18:5	Grupo – V A (15); Período – 5
Bi	83	2:8:18:32:18:5	Grupo – V A (15); Período – 6

Nitrogénio como representante do grupo

O nitrogénio, do latim *nitrogenium*, considera-se que foi descoberto formalmente por Daniel Rutherford, em 1772. É um gás tão inerte a quem Lavoisier chamou de *azote*, que é uma palavra francesa que significa «impróprio para manter a vida». Alguns anos mais tarde, em 1790, foi designado de nitrogénio, por Jean Antoine Chaptal, que significa «formador de salitre».

O nitrogénio molecular, N_2 , é quimicamente inerte, isto é, quase que não reage porque os dois átomos de nitrogénio estão mais fortemente ligados entre si do que os átomos O_2 ou H_2 . No entanto, esta inércia do nitrogénio não se estende a outros compostos de nitrogénio onde este não está unicamente ligado a outro átomo de N.



Fig. 6 Estrutura molecular do N_2 (A) e modelo molecular (B)

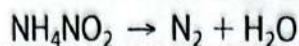
Obtenção

Na **indústria**, o nitrogénio é obtido por destilação fraccionada do ar atmosférico, mediante a sua retirada por evaporação do ar líquido.



Fig. 7 O nitrogénio é o componente principal do ar atmosférico.

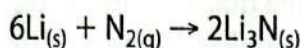
No **laboratório** o nitrogénio é obtido por decomposição do nitrito de amónio:



Propriedades físicas e químicas

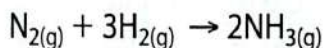
Tal como o oxigénio (O_2) e o hidrogénio (H_2) gasosos, o nitrogénio (N_2) é um gás inerte, não-metal, incolor, inodoro e insípido.

À **temperatura ambiente, reage somente com o lítio, originando o nitreto de lítio.**



Contudo, quando aquecido, pode reagir com vários metais e não-metais.

O nitrogénio reage com o hidrogénio formando o amoníaco (NH_3) e a hidrazina (N_2H_4).



O nitrogénio reage com o oxigénio formando óxidos como o óxido nitroso (N_2O) ou gás **hilarante**, o **óxido nítrico (NO)** e o **dióxido de nitrogénio (NO_2)**. Estes dois últimos são representados genericamente como NO_x e são produtos resultantes de processos de combustão, contribuindo para o aparecimento de contaminantes.

Outros óxidos são o trióxido de dinitrogénio (N_2O_3) e o pentóxido de dinitrogénio (N_2O_5), ambos muito instáveis e explosivos, cujos respectivos ácidos são o ácido nitroso e ácido nítrico.

Aplicações

A mais importante aplicação comercial do nitrogénio é na obtenção do gás amoníaco pelo processo de Haber Bosh. Posteriormente, o amoníaco é utilizado para o fabrico de fertilizantes e de ácido nítrico. É também usado no preenchimento de lâmpadas.

Devido à sua baixa reactividade, é usado também como atmosfera inerte em tanques de armazenamento de líquidos explosivos.

Usa-se como agente refrigerante para o congelamento e transporte de alimentos, conservação de corpos e células reprodutivas sexuais (masculinas e femininas) ou quaisquer outras amostras biológicas.



Fig. 8 O nitrogénio é usado como agente refrigerante.



Fig. 9 Adubo rico em nitrogénio

Compostos de nitrogénio

Os principais compostos de nitrogénio são o amoníaco (NH₃), os óxidos de nitrogénio (NO e NO₂), os ácidos nítrico e nítrico (HNO₃ e HNO₂), os nitritos e os nitratos (NO₂⁻ e NO₃⁻).

Amoníaco e compostos de amónio

Propriedades físicas e químicas

A substância amoníaco, de fórmula química NH₃, é gasosa à temperatura ambiente e à pressão normal. É um dos compostos mais utilizados na indústria. O amoníaco tem as seguintes propriedades:

- À temperatura ambiente e pressão normal é um gás tóxico, incolor e inflamável, com cheiro característico picante e intenso.
- O seu ponto de fusão é de -78 °C e o seu ponto de ebulição é de -33 °C.
- É altamente solúvel em água: 1 litro de água líquida dissolve 727 litros de amoníaco gasoso.

A molécula de amoníaco é constituída por um átomo de nitrogénio ligado a três átomos de hidrogénio por ligações covalentes polares.

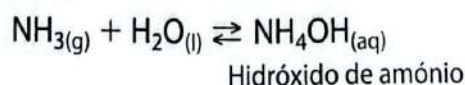
O amoníaco, como é relativamente activo, reage com muitas substâncias:

• Reacção com o oxigénio

O amoníaco arde com uma chama de cor amarelo-esverdeada originando vapor de água e nitrogénio.



• Reacção com a água, originando uma solução de hidróxido de amónio.



• Reacção com ácidos

Dado o carácter básico da solução aquosa do amoníaco (NH₄OH), reage com ácidos originando sais de amónio.

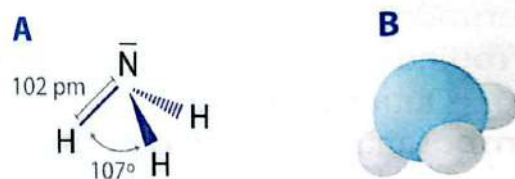
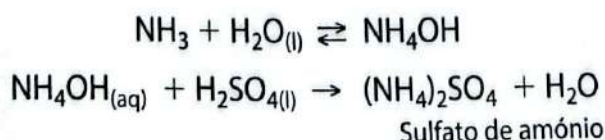


Fig. 10 Estrutura molecular do NH₃ (A) e modelo molecular (B)

Obtenção industrial

Até ao início do século XX, as principais fontes naturais dos compostos de nitrogénio eram o guano peruano, constituído por excrementos de aves marinhas, e o nitrato de sódio ou nitrato do Chile.

Em 1900, o guano estava praticamente esgotado e as reservas de nitrato de sódio esgotar-se-iam rapidamente se o seu consumo continuasse a crescer.

Com o crescimento da população, no século XX, a população mundial ficaria faminta dada a ausência de novas fontes de nitrogénio biologicamente utilizáveis.

Para alimentar a população mundial em rápido crescimento era necessário que os agricultores tivessem mais e melhores colheitas. Por isso, no final do século XIX, os químicos procuraram encontrar uma

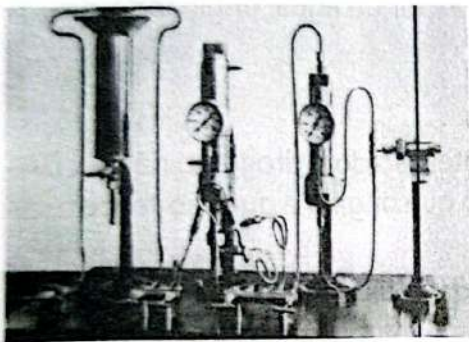


Fig. 12 Aparelho de Haber para síntese do NH₃

maneira económica de transformar o nitrogénio atmosférico em compostos de nitrogénio que pudessem ser utilizados como fertilizantes agrícolas. A tarefa era difícil dada a baixa reactividade do nitrogénio.

Em 1909, o químico alemão Fritz Haber descobriu um processo de produção de amoníaco que veio revolucionar o desenvolvimento da indústria dos fertilizantes.



Fig. 11 Fritz Haber (1868-1934)

O engenheiro químico Carl Bosch transformou o processo piloto de Haber num processo industrial capaz de produzir milhares de toneladas de amoníaco por ano.

Este processo ficou conhecido por **processo de Haber-Bosch** em homenagem a estes dois cientistas.

Assim, o amoníaco produz-se industrialmente, pelo processo de Haber-Bosch, usando os gases nitrogénio, N₂, e hidrogénio, H₂, como matérias-primas. A reacção de síntese do amoníaco é representada pela equação química:

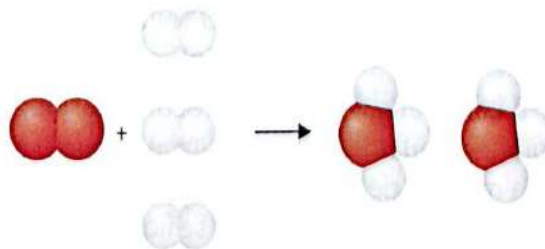
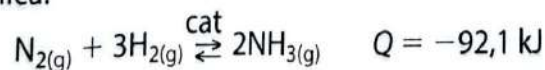


Fig. 14 Representação esquemática da reacção entre o azoto e o hidrogénio

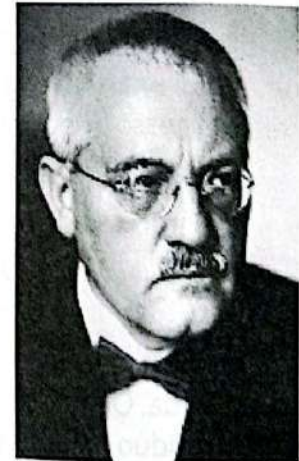


Fig. 13 Carl Bosch (1874-1940)

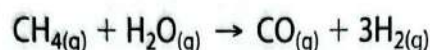
Esta reacção de síntese do amoníaco é muito incompleta quando realizada em condições de pressão e temperatura ambientes. Para ter um rendimento considerável, tem de se processar a pressão e temperatura elevadas ($p = 20 \text{ MPa}$; $T = 457 \text{ °C}$) e na presença de um catalisador (ferro em pó, com pequenas quantidades de óxido de potássio e de óxido de alumínio). Mas, mesmo com estas condições, o rendimento é muito baixo.

As matérias-primas para o fabrico do amoníaco são o gás natural ou o petróleo, a água e o ar.

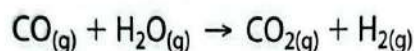
O hidrogénio pode ser obtido através da reacção entre o gás natural (CH_4), ou outro hidrocarboneto leve, com o vapor de água.

Este **processo** realiza-se em **duas etapas**:

Na **primeira etapa**, o gás natural é exposto a vapor de água a altas temperaturas originando monóxido de carbono e hidrogénio.



Na **segunda etapa**, o monóxido de carbono reage com o vapor de água, originando dióxido de carbono e hidrogénio.



Contudo, do ponto de vista ambiental, este processo de obtenção do hidrogénio não é considerado sustentável devido às emissões de dióxido de carbono que origina e que são responsáveis pelo efeito de estufa.

O hidrogénio também se pode obter como produto secundário da refinação do petróleo. A oxidação parcial de uma vasta gama de hidrocarbonetos origina hidrogénio, que é posteriormente purificado.

Os processos de obtenção de hidrogénio atrás referidos têm o inconveniente de usar fontes de energia não renováveis. A produção de hidrogénio a partir de fontes de energia renováveis será um passo importante para a resolução de problemas energéticos e ambientais.

O ar é a principal fonte de nitrogénio (azoto).

No processo de Haber-Bosch utiliza-se o nitrogénio directamente do ar.

A destilação fraccionada do ar líquido é outro processo para obter industrialmente o nitrogénio.

Neste processo, o ar é liquefeito e os respectivos constituintes são separados por destilação fraccionada. O nitrogénio é o primeiro constituinte a ser separado, uma vez que é o mais volátil. Como resíduo resta um líquido formado principalmente por oxigénio, com um pequeno teor de gases nobres (sobretudo, árgon).

O hidrogénio e o nitrogénio, obtidos pelos processos atrás mencionados, entram num compressor onde são sujeitos a uma pressão elevada (20 MPa). De seguida, passam para a câmara de reacção, também chamada conversor, onde, à temperaturas elevadas (457 °C) e na presença de um catalisador (ferro em pó), ocorre a reacção entre o nitrogénio e o hidrogénio.

Como esta reacção não é completa, é reversível (ocorre nos dois sentidos, direito e esquerdo) ficam ainda por reagir grandes quantidades de nitrogénio (N_2) e de hidrogénio (H_2). Assim, da câmara de reacção sai uma mistura de amoníaco (NH_3) com nitrogénio (N_2) e hidrogénio (H_2). Esta mistura entra no condensador, onde o amoníaco se liquefaz e é recolhido.

O nitrogénio e o hidrogénio que não reagiram são introduzidos novamente na câmara de reacção através de uma bomba de reciclagem.

De seguida apresenta-se uma representação simplificada do processo de Haber-Bosch para a produção de amoníaco.

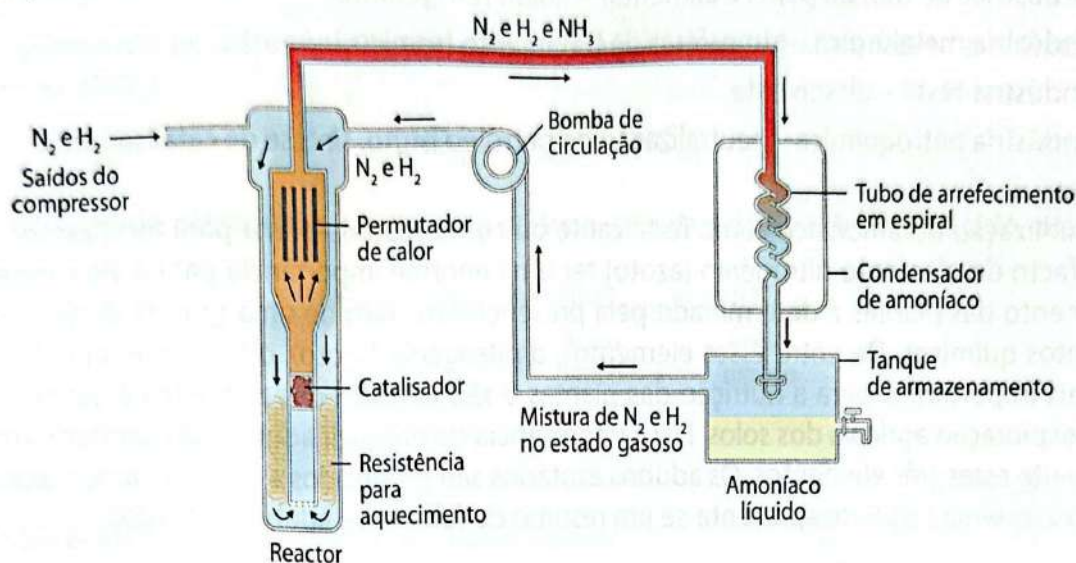


Fig. 15 Esquema representativo da síntese industrial do amoníaco

Aplicações

O amoníaco existe naturalmente nos solos, como resultado da decomposição de matéria orgânica. É amplamente produzido à escala industrial.

Quando puro tem várias aplicações tais como fertilizante ou como neutralizante no tratamento de águas residuais.

O amoníaco é também utilizado na produção de ácido nítrico. Este ácido é uma das matérias-primas da indústria dos fertilizantes e é também usado no fabrico de tintas corantes, medicamentos e explosivos.



Fig. 16 Produção industrial de amoníaco



Fig. 17 Algumas aplicações do amoníaco: fertilizantes e produtos de limpeza

Quando usado em misturas, mantém algumas das suas propriedades mais importantes. É o que acontece nos produtos de limpeza amoniacais, onde apresenta a sua capacidade para reagir com gorduras.

Usa-se também em sistemas de refrigeração de indústrias alimentares, uma vez que o seu ponto de ebulição é baixo e liquefaz-se facilmente.

A principal utilização do amoníaco é como matéria-prima na produção de novas substâncias. É usado em várias

indústrias, salientando-se a produção de fertilizantes agrícolas azotados. A lista que se segue resume as principais indústrias onde o amoníaco é utilizado e as respectivas aplicações:

- Indústria química – síntese de ureia, fertilizantes, produção de ácido nítrico, etc.
- Indústrias do frio, do papel e alimentar – fluido refrigerante.
- Indústria metalúrgica – atmosferas de tratamento térmico.
- Indústria têxtil – dissolvente.
- Indústria petroquímica – neutralização do petróleo bruto, síntese de catalisadores.

A utilização do amoníaco como fertilizante ou como matéria-prima para fertilizantes deve-se ao facto do elemento nitrogénio (azoto) ter uma enorme importância para a vida vegetal. O crescimento das plantas é determinado pela presença nos solos de uma grande diversidade de elementos químicos. De entre esses elementos, o nitrogénio (azoto), o fósforo e o potássio são dos mais importantes para a nutrição das plantas e são também dos primeiros a esgotarem-se com a exploração agrícola dos solos. Daí a importância de produzir adubos que contenham principalmente estes três elementos. Os adubos azotados são produzidos a partir do amoníaco.

No esquema seguinte apresenta-se um resumo do fabrico de adubos azotados.

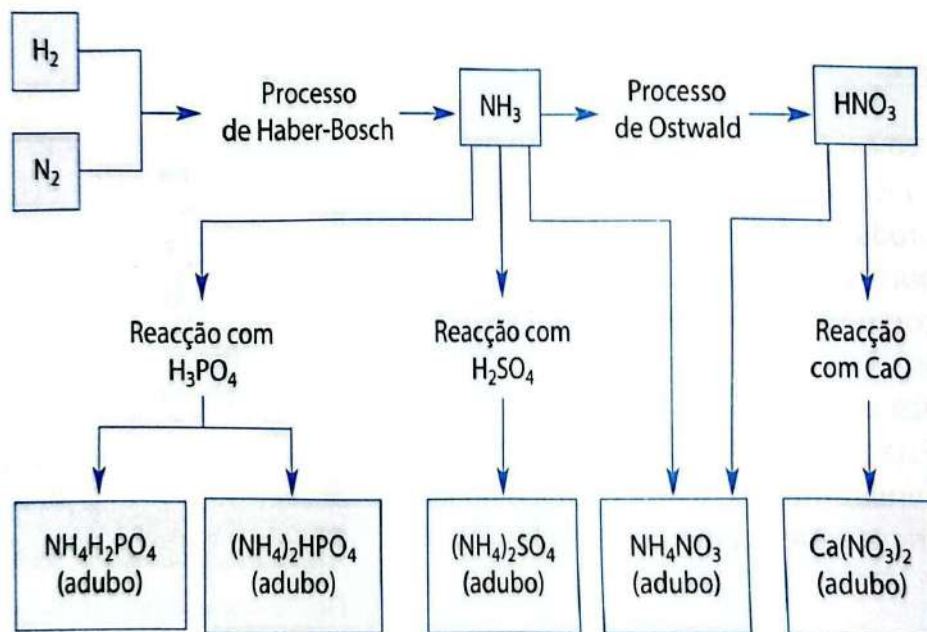


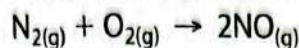
Fig. 18 Representação esquemática do fabrico de adubos azotados

Óxidos de nitrogénio

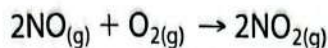
Nas condições normais de temperatura e pressão, os gases oxigénio e nitrogénio, presentes na atmosfera, não reagem entre si. Contudo, durante as tempestades, as faíscas dos trovões libertam energia e possibilitam a reacção entre estes dois gases atmosféricos.

Assim, nessas condições, o **nitrogénio reage** com o **oxigénio** formando o **monóxido de nitrogénio, NO**.

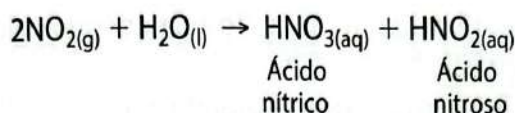
Esta reacção ocorre também no interior de motores dos automóveis e em motores industriais, devido às elevadas temperaturas aí atingidas.



O monóxido de nitrogénio reage com o oxigénio do ar e transforma-se em dióxido de nitrogénio (NO_2).



O dióxido de nitrogénio, na presença de água, origina o ácido nítrico e o ácido nitroso.



Estes ácidos são constituintes das chuvas ácidas.

Para além destes óxidos (NO e NO_2), o nitrogénio forma com o oxigénio outros óxidos, tais como: o monóxido de dinitrogénio (N_2O), o trióxido de dinitrogénio (N_2O_3) e o pentóxido de dinitrogénio (N_2O_5). No entanto, os mais importantes para o nosso estudo são apenas três: o N_2O , o NO e o NO_2 .



Fig. 19 Formação de ácido nitroso e de ácido nítrico na atmosfera

Tabela 3: Propriedades e aplicações de óxidos de nitrogénio

Fórmula	Nome	Propriedades	Obtenção laboratorial	Aplicação
N_2O	Óxido de nitrogénio (I) ou óxido nitroso ou «gás hilariante»	Incolor e inodoro.	$\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{\text{I}} 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O} \uparrow$	Administrado juntamente com o oxigénio tem um efeito analgésico e sedativo. Como anestésico.
NO	Óxido de nitrogénio (II) ou óxido nítrico	Incolor, tóxico, pouco solúvel em água.	$8\text{HNO}_3 + 3\text{Cu} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} \uparrow$	NO e NO_2 são intermediários na produção de HNO_3 , a partir de NH_3 , pelo processo de Ostwald.
NO_2	Dióxido de nitrogénio	Odor forte e muito irritante, tóxico, reage com água. É um gás castanho-avermelhado.	$8\text{HNO}_3 + 3\text{Cu} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} \uparrow$ $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2 \uparrow$	

Ácido nítrico e ácido nitroso

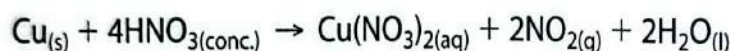
O **ácido nítrico** (HNO_3) puro é um líquido incolor que entra em ebulição a $83\text{ }^\circ\text{C}$. É um ácido muito forte, sendo por isso muito corrosivo, ou seja, provoca queimaduras graves na pele. Quando em contacto com o ar liberta fumos brancos, uma vez que os seus vapores formam com a água, presente na atmosfera, gotículas de nevoeiro. Mistura-se com a água em qualquer proporção.

O ácido nítrico concentrado decompõe-se lentamente à luz e/ou sob aquecimento, libertando dióxido de nitrogénio (NO_2). Por se decompor sob a acção da luz, o ácido nítrico é habitualmente guardado em frascos de vidro escurecido ou em locais com pouca luz.

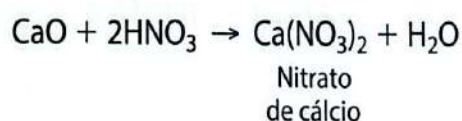
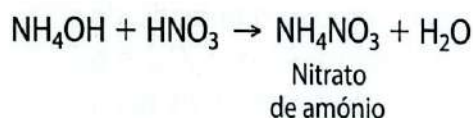
As cores amarela ou castanha do ácido nítrico concentrado devem-se ao NO_2 dissolvido que é uma substância venenosa pelo que os fumos do ácido nítrico não devem ser inalados.

O ácido nítrico é um agente oxidante muito forte, podendo oxidar quase todos os elementos (o ouro é uma das excepções).

O cobre é um exemplo de um metal que é oxidado pela acção do ácido nítrico concentrado, originando a formação de NO_2 .



Dado que o ácido nítrico é um ácido muito forte, pode reagir com substâncias básicas e óxidos básicos, originando um sal e água. Os sais do ácido nítrico denominam-se **nitratos** e todos contêm o radical NO_3^- .



Todos os nitratos são solúveis em água e decompõem-se por aquecimento.



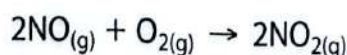
O **ácido nitroso** (HNO_2) é também um ácido do nitrogénio e tem a fórmula química HNO_2 . Este ácido dissolve-se facilmente em água. Os sais do ácido nitroso denominam-se **nitritos** e todos contêm o radical NO_2^- . Exemplos de sais do ácido nitroso são o nitrito de sódio (NaNO_2), o nitrito de potássio (KNO_2) e o nitrito de amónio (NH_4NO_2).

Obtenção industrial do ácido nítrico

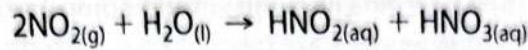
O principal **método industrial** de produção do ácido nítrico é o **processo de Ostwald**. Os reagentes amoníaco e oxigénio são aquecidos a cerca de $800\text{ }^\circ\text{C}$ na presença de um catalisador de platina-ródio.



O monóxido de nitrogénio formado é facilmente oxidado a dióxido de nitrogénio (sem catalisador).

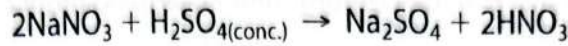


Ao ser dissolvido em água, no laboratório o dióxido de nitrogénio origina o ácido nitroso e o ácido nítrico.



O ácido nitroso (HNO_2) é convertido em ácido nítrico por aquecimento.

No laboratório, o ácido nítrico é usualmente obtido pelo aquecimento do nitrato de sódio com o ácido sulfúrico concentrado.



Aplicações do ácido nítrico e dos seus sais

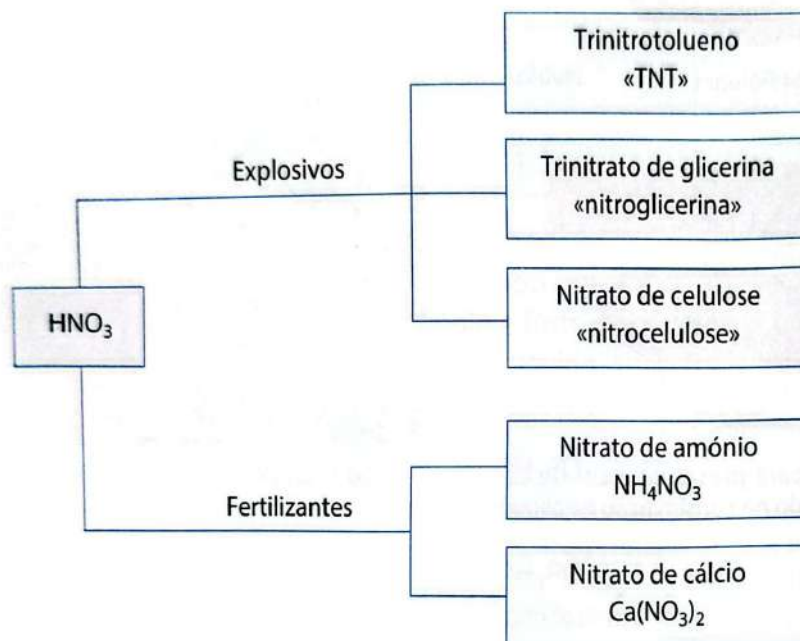


Fig. 20 Dinamites



Fig. 21 Aplicação de adubos nas machambas

Também se aplica o ácido nítrico no fabrico de medicamentos, plásticos, tintas, etc.



Fig. 22 Plásticos



Fig. 23 Tintas

O **nitrato de sódio** (NaNO_3) é utilizado como fertilizante e é também usado em algumas carnes enlatadas para preservar a cor.

O **nitrato de potássio** (KNO_3) é amplamente usado como fertilizante, sendo uma grande fonte de nitrogénio e potássio para as plantas. Tal como o nitrato de sódio, é usado pelas indústrias de alimentos para a conservação dos mesmos. Outras aplicações são a sua utilização para fazer pólvora e o uso pelos ourives para aumentar a resistência do ouro.

O **nitrato de amónio** (NH_4NO_3) é um dos fertilizantes mais importantes devido à sua elevada percentagem de nitrogénio. É ainda comumente usado no fabrico de explosivos.



Fig. 25 O nitrato de sódio é usado para preservar a cor de carnes enlatadas e o nitrato de potássio é usado na conservação de alimentos embalados.



Fig. 24 Pólvora

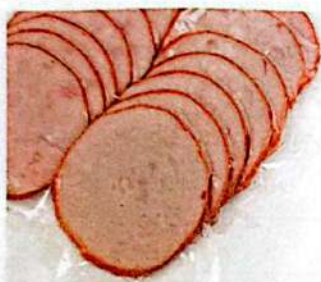


Fig. 26 Explosivos são utilizados em guerras, que devem ser evitadas.

Fósforo e seus compostos

O fósforo elementar pode apresentar-se em duas variedades alotrópicas principais: o **fósforo branco** e o **fósforo vermelho**. Os vapores de fósforo branco inflamam espontaneamente à temperatura ambiente. Sendo uma substância altamente venenosa, é guardada em água onde é insolúvel. É uma substância sólida, de cor branca, que gradualmente se torna amarela e posteriormente passa a fósforo vermelho, que é menos activo e mais estável. O fósforo branco forma moléculas com quatro átomos, P_4 . O fósforo vermelho obtém-se pelo aquecimento de fósforo branco sem contacto com o ar.



Fig. 27 Aparência do fósforo elementar

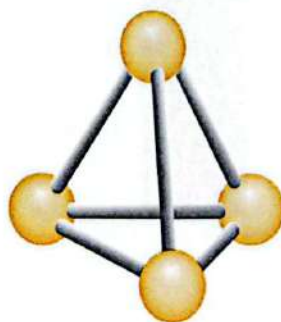


Fig. 28 Modelo de uma molécula de fósforo branco

Na tabela 4 apresenta-se a comparação entre o fósforo branco e o fósforo vermelho.

Tabela 4: Propriedades das variedades dos tipos de fósforos

Propriedades	Fósforo branco	Fósforo vermelho
Aspecto	Sólido, branco, translúcido	Pó vermelho-violeta
Toxicidade	O vapor é venenoso.	Não é tóxico, porém deve ser manuseado com cuidado já que pode transformar-se em fósforo branco e produzir emissões de vapores tóxicos se aquecido.
Reacção com o ar	Reage à temperatura ambiente.	Não reage à temperatura ambiente.
Solubilidade em água	Quase insolúvel	Quase insolúvel
Solubilidade em sulfureto de carbono (CS ₂)	Muito solúvel	Quase insolúvel
Ponto de fusão (°C)	44	590

O fósforo ocorre na Natureza num mineral denominado apatite (Ca₃(PO₄)₂). Ocorre também nos ossos e nos dentes dos animais incluindo o ser humano.

Quando há abundância de oxigénio e fósforo forma-se o pentóxido de fósforo (P₂O₅), e em caso de escassez de oxigénio forma-se o trióxido de fósforo (P₂O₃). Estes óxidos são solúveis em água, com a qual reagem originando os respectivos ácidos.

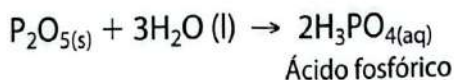
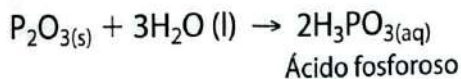


Fig. 29 Apatite

Na tabela 5 apresentam-se alguns ácidos de fósforo.

Tabela 5: Alguns ácidos de fósforo

Nome	Fórmula química
Ácido fosforoso	H ₃ PO ₃
Ácido metafosfórico	HPO ₃
Ácido (orto)fosfórico	H ₃ PO ₄
Ácido pirofosfórico	H ₄ P ₂ O ₇

O **ácido ortofosfórico**, mais usualmente chamado **ácido fosfórico (H₃PO₄)**, é o mais comum. De maneira similar os sais deste ácido, como o fosfato de cálcio (Ca₃(PO₄)₂) ou o fosfato de sódio (Na₃PO₄), são vulgarmente chamados **fosfatos** mais do que ortofosfatos.

Os sais derivados do ácido fosforoso (H₃PO₃) são os **fosfitos** como, por exemplo, o fosfito de sódio (Na₃PO₃), o fosfito de cálcio (Ca₃(PO₃)₂) e o fosfito de amónio ((NH₄)₃PO₃), entre outros.

O **ácido fosfórico** concentrado, que pode conter entre 70% e 75% de pentóxido de fósforo (P_2O_5), é importante para a agricultura, já que forma os fosfatos utilizados para a produção de fertilizantes. O ácido fosfórico é também usado como aditivo de certas bebidas bem como na limpeza de metais.

Os **fosfatos** são usados para o fabrico de cristais especiais de lâmpadas de sódio e no revestimento interno de lâmpadas fluorescentes.

Outros fosfatos são também utilizados em pastas de dentes, detergentes e em empresas de saneamento, sendo utilizados no tratamento de águas para fins industriais e ajudando a prevenir a corrosão tubular.

O **fósforo branco** tem aplicações militares, nomeadamente na produção de armas perigosas.

O **fósforo elementar** é utilizado em diversas aplicações pirotécnicas, tais como fogo-de-artifício, projecteis luminosos ou nos vulgarmente denominados fósforos. É ainda usado na indústria metalúrgica para formar ligas metálicas, no fabrico de insecticidas ou como aditivo de óleos industriais.

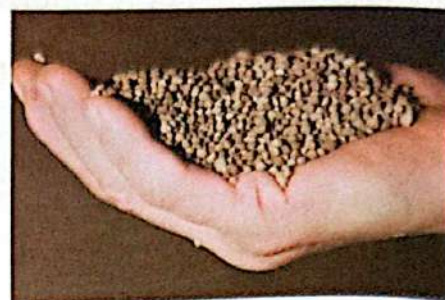


Fig. 30 Fertilizante contendo fosfatos.



Fig. 31 O ácido fosfórico é usado como aditivo de certas bebidas.



Fig. 33 Fogo-de-artifício



Fig. 32 Os fosfatos são também utilizados em detergentes.



Fig. 34 Caixa de fósforos

Fertilizantes: efeitos sobre o solo

Adubos ou fertilizantes são substâncias que contêm elementos necessários ao crescimento e à vida das plantas e que se adicionam ao solo devido à carência natural do solo ou ao uso excessivo do solo, o que leva ao seu envelhecimento.

Os elementos essenciais à vida da planta são **N**, **P** e **K**. Existem outros elementos de importância secundária como S, Ca, Mg e em quantidades muito menores B, Cl, Cu, Mn e Zn.

Podem utilizar-se **adubos simples** (quando contêm apenas um elemento essencial) ou **compostos** (quando contêm mais de um elemento essencial).

Os adubos mais importantes são os sulfatos; nitratos; fosfatos de amónio, cálcio; como calcário, CaCO_3 ou como cal apagada, Ca(OH)_2 . Para um adubo ser utilizado, ele deve ser solúvel em água, directamente ou por acção dos microorganismos do solo.

O **cálcio** influi na estrutura do solo (compatibilidade, permeabilidade) e regula a acidez do solo. O **azoto** influi na formação do protoplasma, no crescimento da planta e na função vegetativa em geral (folhas, raízes e caule). O **fósforo** tem importância no crescimento das partes reprodutivas da planta (flores, sementes e frutos). O **potássio** influi na circulação da água e apoia a formação dos carboidratos. Plantas com deficiência em potássio (K) são susceptíveis à doença.

A alimentação das plantas faz-se através da atmosfera e do solo. O dióxido de carbono e a luz solar permitem a síntese de compostos orgânicos (amido, glícidos, etc.), do solo, a água e sais minerais dissolvidos circulam pela planta, daí a importância da fertilidade do solo.

Os adubos podem ser orgânicos e inorgânicos. Os primeiros são de origem animal e vegetal (estrumes, guanos, sangues, etc.)

Os segundos (adubos inorgânicos) são preparados industrialmente, por exemplo, **adubos azotados**, NaNO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4Cl , NH_4NO_3 ; **adubos potássicos**, KCl , K_2SO_4 ; **adubos de cálcio**, CaSO_4 .

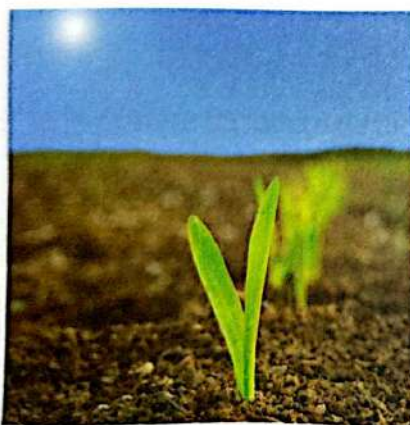


Fig. 38 Crescimento das plantas

A **poluição dos solos**

deve-se principalmente a produtos químicos tóxicos provenientes de fertilizantes e pesticidas. Tendo em vista um aumento da produtividade das colheitas, o Homem tem vindo a utilizar cada vez mais fertilizantes e pesticidas, que contaminam os solos cultivados acumulando-se em zonas superficiais junto das raízes das plantas. Por vezes, estes compostos infiltram-se no solo, atingindo lençóis de água subterrâneos.



Fig. 35 Adubo



Fig. 36 Adubação



Fig. 37 Os adubos adicionam-se aos solos para corrigir a carência de nutrientes destes.

Equilíbrio químico

Sistemas químicos

Em Química, considera-se um **sistema** a parte do universo que se pretende estudar.

A parte do universo que não está em estudo designa-se por **meio exterior**.

A **vizinhança** é a parte do meio exterior que interage com o sistema.

O sistema e o meio exterior estão separados pela **fronteira**.

Os sistemas podem classificar-se em:

- **Sistemas isolados** – não há troca de matéria nem de energia com o meio exterior; exemplo: conteúdo de uma garrafa térmica fechada.
- **Sistemas fechados** – não há troca de matéria com o meio exterior, há apenas troca de energia; exemplo: uma garrafa de vidro fechada.
- **Sistemas abertos** – há troca de matéria e de energia com o meio exterior; exemplo: panela sem tampa, com água a ferver.

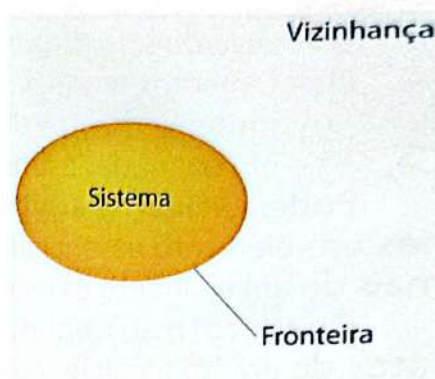


Fig. 39 Sistema químico

Reacções completas e reacções incompletas

Uma reacção química diz-se **completa** quando conduz ao **esgotamento de, pelo menos, um dos reagentes**.

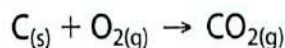
Nestas, no estado final existem apenas os produtos da reacção, se os reagentes estiverem nas proporções estequiométricas adequadas, ou os produtos da reacção e os reagentes que estavam em excesso.



Fig. 40 Reacção de combustão do carvão

São exemplos de reacções completas a combustão do carvão ou a reacção do ácido clorídrico com o magnésio.

• Combustão do carvão



• Reacção do ácido clorídrico com o magnésio



Nem todas as reacções são completas. Uma reacção diz-se **incompleta** quando no final existe **uma mistura de todos os reagentes e de todos os produtos da reacção**.

Reacções reversíveis e reacções irreversíveis

As reacções químicas, cujos reagentes originam os produtos da reacção, não sendo possível a partir dos produtos formar de novo os reagentes, chamamos de **reacções irreversíveis**. É o caso da reacção do magnésio metálico com o ácido clorídrico.



Reacção irreversível – é aquela que ocorre num único sentido (dos reagentes para os produtos).

Noutras reacções, em sistema fechado, os produtos da reacção reagem entre si, regenerando deste modo os reagentes. Estas são as **reacções reversíveis**.

Nas reacções reversíveis coexistem as **reacções directa**, em que os reagentes originam os produtos da reacção, e **inversa**, em que os produtos da reacção regeneram os reagentes. Por reacção inversa entende-se a reacção contrária à que se considera como reacção directa.

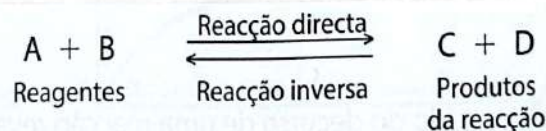
As reacções reversíveis são indicadas, nas equações químicas, por uma seta dupla (\rightleftharpoons).



Fig. 41 Reacção do ácido clorídrico com o magnésio

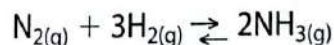
Reacção reversível – é aquela que ocorre simultaneamente nos dois sentidos (dos reagentes para os produtos e dos produtos para os reagentes).

Assim, esquematicamente:

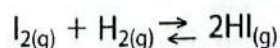


Nestas reacções, o resultado final é uma mistura de reagentes e produtos da reacção. São exemplos de reacções reversíveis, em sistema fechado:

- Síntese do amoníaco:



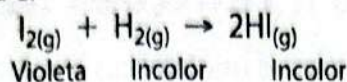
- Síntese do iodeto de hidrogénio:



Reacções reversíveis e estado de equilíbrio

Estudemos a reacção reversível entre o iodo gasoso $\text{I}_{2(\text{g})}$, de cor violeta, e o hidrogénio gasoso, $\text{H}_{2(\text{g})}$, incolor. Estes dois gases vão ser inseridos em quantidades iguais, por exemplo, num frasco do qual se retirou o ar e a uma temperatura de 450 °C.

A equação da reacção química é:



Se observarmos o frasco durante um certo intervalo de tempo, verificamos que a cor violeta inicial vai ficando menos intensa até que, a partir de dada altura, a cor estabiliza.

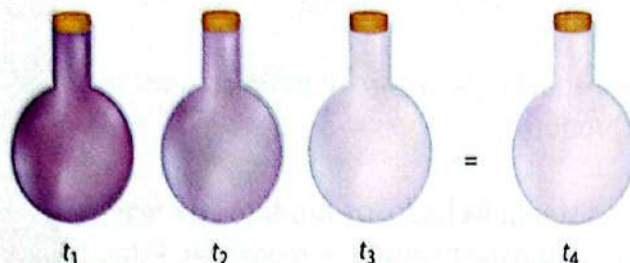


Fig. 42 Reacção reversível entre o iodo gasoso e o hidrogénio gasoso

Isto significa que:

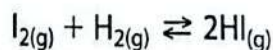
- A intensidade da cor violeta vai diminuindo porque o iodo gasoso vai sendo consumido.
- A reacção não foi completa, pois se o fosse, então a cor violeta teria desaparecido totalmente. Afirmamo-lo porque o HI é incolor e não há excesso de iodo nos reagentes, pois o iodo e o hidrogénio foram inseridos nas proporções estequiométricas apropriadas.
- As concentrações, quer do iodo quer das outras substâncias do sistema são constantes, a partir de determinada altura.

Terá a reacção acabado?

Não. Há factos experimentais que o demonstram. A nível molecular verifica-se que as reacções directa e inversa se processam à mesma velocidade. Diz-se então que, neste caso, se atingiu o **equilíbrio químico**.

Equilíbrio químico – é um estado do decurso de uma reacção reversível, que ocorre num sistema fechado, em que a velocidade da reacção directa é igual à velocidade da reacção inversa.

Um processo em equilíbrio químico é representado simbolicamente mediante uma equação química com duas setas para indicar a reversibilidade do processo.



Portanto:

- **No início da reacção** só há moléculas de reagentes e a velocidade da reacção directa é máxima, enquanto que a velocidade da reacção inversa é nula, uma vez que ainda não se formaram os produtos da reacção.
- **À medida que a reacção decorre**, diminui o número de moléculas dos reagentes e aumenta o número de moléculas dos produtos da reacção. Logo, a velocidade da reacção directa vai diminuindo e a velocidade da reacção inversa vai aumentando.
- **A dada altura**, a velocidade da reacção directa iguala a velocidade da reacção inversa, nesse momento atinge-se o **equilíbrio químico**.

O equilíbrio químico é um **processo dinâmico**, pois, uma vez atingido, as reacções directa e inversa continuam a processar-se porém a igual velocidade.

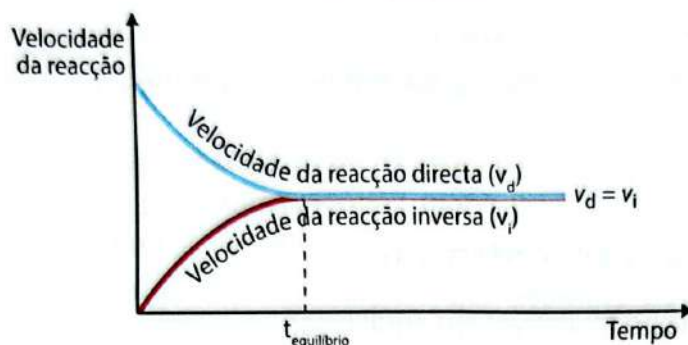


Fig. 43 Variação das velocidades das reacções directa e inversa em função do tempo

Assim, em **conclusão**, num sistema em equilíbrio:

- A reacção directa e a reacção inversa ocorrem com igual velocidade ($v_d = v_i$).
- As concentrações das substâncias presentes mantêm-se constantes (o equilíbrio químico é dinâmico).

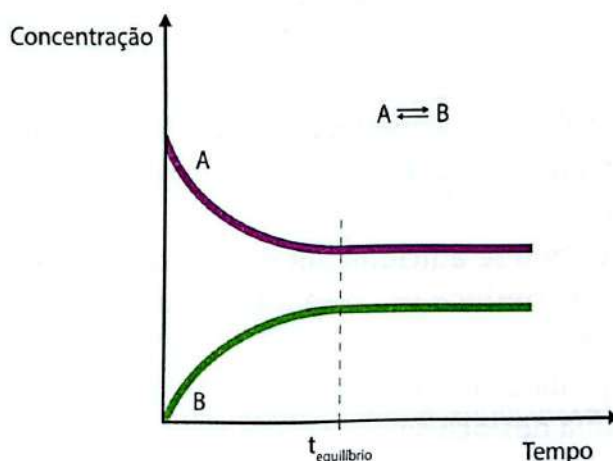


Fig. 44 Variação das concentrações dos reagentes (A) e produtos da reacção (B) numa reacção reversível

Princípio de Le Châtelier

Experimentalmente foi provado que o estado de equilíbrio químico é influenciado pelos factores:

- Variação da concentração de algum dos reagentes ou produtos.
- Variação da pressão em sistemas com componentes gasosos.
- Variação da temperatura.



Fig. 45 Le Châtelier (1850-1936)

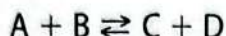
O químico francês **Le Châtelier**, em resultado de observações experimentais, propôs uma regra simples que permite prever o efeito das alterações provocadas num sistema em equilíbrio. Essa regra, chamada **Princípio de Le Châtelier**, que pode enunciar-se do seguinte modo:

«Se a um sistema em equilíbrio se introduz uma perturbação, o sistema vai reagir no sentido de contrariar essa perturbação.»

A aplicação do Princípio de Le Châtelier é muito importante na indústria, já que permite prever os factores que têm de se modificar para aumentar o rendimento de um produto de uma reacção em equilíbrio.

Efeito da variação da concentração

Dada a equação da reacção reversível em equilíbrio:



Se a este sistema em equilíbrio se adiciona ou se remove algum componente (reagente ou produto), o equilíbrio é alterado.

O Princípio de Le Châtelier permite-nos prever o que acontece.

Assim,

- Se ao sistema em equilíbrio se **adiciona um dos reagentes**, ou ambos aumentando a sua concentração, o **sistema desloca-se no sentido directo** (direita), aumentando a concentração dos produtos.
- Se ao sistema em equilíbrio se **remove um dos reagentes**, ou ambos diminuindo a sua concentração, o **sistema desloca-se no sentido inverso** (esquerda), diminuindo a concentração dos produtos.
- Se ao sistema em equilíbrio se **adiciona um dos produtos**, ou ambos aumentando a sua concentração, o **sistema desloca-se no sentido inverso** (esquerda), aumentando a concentração dos reagentes.
- Se ao sistema em equilíbrio se **remove um dos produtos**, ou ambos diminuindo a sua concentração, o **sistema desloca-se no sentido directo** (direita), diminuindo a concentração dos reagentes.

Resumindo, tem-se:

Tabela 6: Efeito da variação da concentração

Perturbação provocada	Reacção do sistema
Aumento da concentração de um reagente ou de ambos	O sistema desloca-se no sentido directo (→)
Aumento da concentração de um produto ou de ambos	O sistema desloca-se no sentido inverso (←)
Diminuição da concentração de um reagente ou de ambos	O sistema desloca-se no sentido inverso (←)
Diminuição da concentração de um produto ou de ambos	O sistema desloca-se no sentido directo (→)

Efeito da variação da pressão em sistemas com componentes gasosos

Segundo Le Châtelier, o efeito da variação da pressão analisa-se quando no sistema há pelo menos uma substância gasosa. Esta influência ocorre apenas quando as quantidades de substâncias reagentes são diferentes das quantidades de substâncias dos produtos presentes no sistema em equilíbrio.

Para se compreender melhor o efeito da variação da pressão em sistemas com componentes gasosos em equilíbrio, é necessário recordar que a pressão de um gás resulta dos choques das partículas desse gás contra as paredes do recipiente que o contém.

Para a mesma temperatura, a pressão de um gás depende do número de partículas e do volume que ocupa.

Diminuindo o volume do recipiente que contém o gás (Figura 45 B), o número de choques por unidade de superfície aumenta e, conseqüentemente, aumenta a pressão.

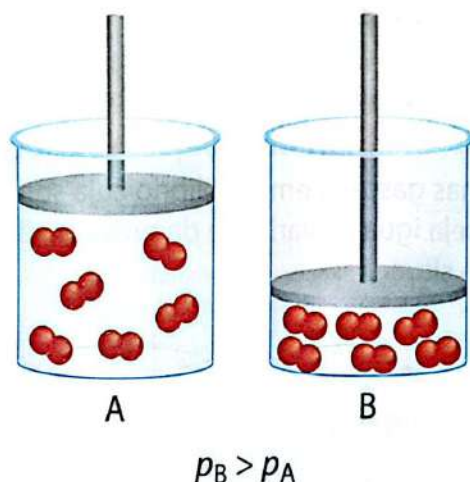


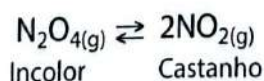
Fig. 45 Relação entre o volume ocupado pelo gás e a pressão exercida por este.

Vamos analisar o efeito da variação da pressão, por variação do volume, num sistema em equilíbrio.

Assim, segundo Le Châtelier:

- Se a **pressão total aumenta**, o equilíbrio químico desloca-se no **sentido de menor volume** (ou menor número de moles).
- Se a **pressão total diminui**, o equilíbrio químico desloca-se no **sentido de maior volume** (ou maior número de moles).

Consideremos a mistura, em equilíbrio, de N_2O_4 (incolor) e NO_2 (castanho) colocada num tubo de ensaio com um êmbolo.



Empurrando o êmbolo, a pressão da mistura aumenta e o equilíbrio desloca-se no sentido **inverso**, já que a reação inversa faz diminuir o número de moléculas ($2 \rightarrow 1$). Desse modo,

aumenta a concentração de N_2O_4 (incolor), o que se verifica pela diminuição da cor da mistura gasosa. Levantando o êmbolo, diminui a pressão e o equilíbrio desloca-se para a direita, onde há maior número de moles.

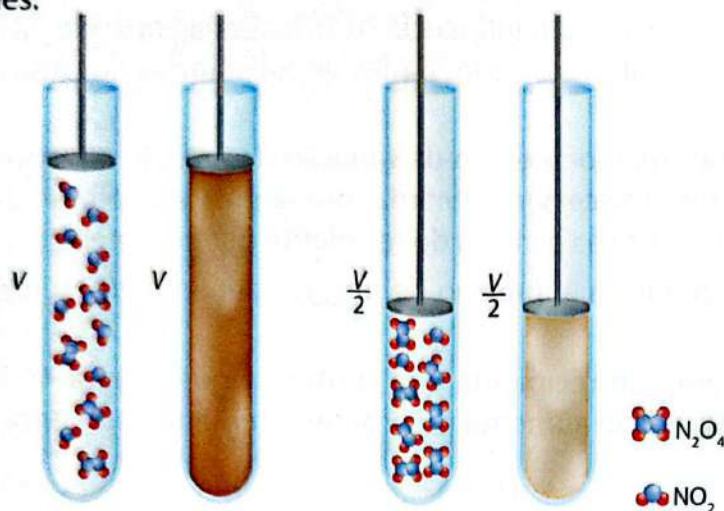
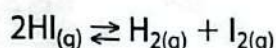


Fig. 46 Efeito do aumento da pressão, por diminuição de volume, num sistema em equilíbrio

De salientar que nos sistemas gasosos em equilíbrio cuja soma do número de moléculas de reagentes e produtos gasosos seja igual, a variação da pressão não altera o estado de equilíbrio. Vejamos um exemplo desta situação:

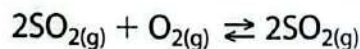


Número de moléculas de reagentes gasosos = 2

Número de moléculas de produtos gasosos = 2

Portanto, a variação da pressão não afecta o estado de equilíbrio da reacção.

Na produção industrial do ácido sulfúrico H_2SO_4 pelo método de contacto, a oxidação do dióxido de enxofre, SO_2 a trióxido de enxofre, SO_3 , que é um processo reversível, é influenciado pelo factor pressão. Assim para se favorecer a produção de SO_3 , deve-se aumentar a pressão pois, deslocará o equilíbrio para o lado de menor volume, o do SO_3 (com 2 moles).

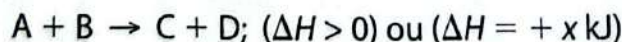


Efeito da variação da temperatura

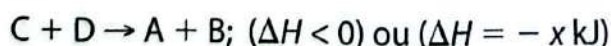
Numa **reacção endotérmica** há absorção de energia do exterior sob a forma de calor, enquanto numa **reacção exotérmica** há libertação de energia para o exterior sob a forma de calor.

Assim, podemos representar,

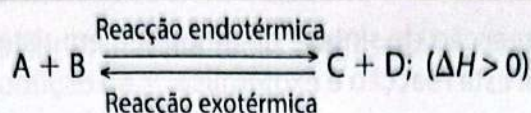
- Uma reacção endotérmica:



- Uma reacção exotérmica:



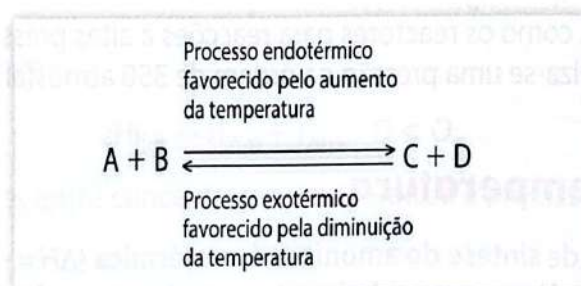
Dado o sistema em equilíbrio:



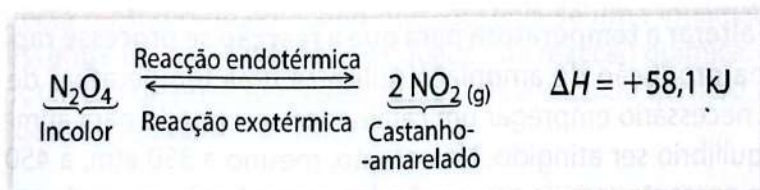
Num sistema em equilíbrio, a uma reacção directa endotérmica corresponde uma reacção inversa exotérmica e a uma reacção directa exotérmica corresponde uma reacção inversa endotérmica.

Assim, segundo Le Châtelier:

- Quando se **umenta a temperatura** de um sistema em equilíbrio («aumentando» a energia), o equilíbrio desloca-se no sentido de «consumir» essa energia, ou seja, **no sentido da reacção endotérmica**.
- Quando se **diminui a temperatura** de um sistema em equilíbrio («diminuindo» a energia do sistema), o equilíbrio desloca-se no sentido de «aumentar» essa energia, ou seja, o equilíbrio desloca-se **no sentido da reacção exotérmica**.



Consideremos o exemplo anterior:



Aumentando a temperatura do sistema em equilíbrio, este desloca-se no sentido endotérmico (sentido directo), diminuindo a concentração de N_2O_4 e aumentando a concentração de NO_2 , a cor acentua-se.

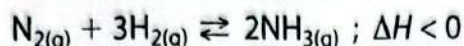
Diminuindo a temperatura, o equilíbrio desloca-se no sentido exotérmico (inverso) a cor torna-se mais pálida.



Fig. 47 Efeito da variação da temperatura num sistema em equilíbrio

Equilíbrio químico e a produção do amoníaco

Como já estudámos, a reacção de síntese do amoníaco em sistema fechado é uma reacção de equilíbrio em fase gasosa. Esta reacção é exotérmica.



Em que condições se deve processar a reacção para que tenha um alto rendimento?

Condições de concentração

Aumentando a quantidade de azoto (N_2), reagente mais barato, aumenta o rendimento da reacção.

Condições de pressão

Como o número de moléculas gasosas dos reagentes (4) é superior ao número de moléculas dos produtos da reacção (2), uma **pressão elevada faz deslocar a composição do sistema no sentido directo**, sentido que origina menor número de moléculas, **aumentando o rendimento**.

Porém, na indústria, como os reactores para reacções a altas pressões são de construção dispendiosa, na prática, utiliza-se uma pressão na ordem de 350 atmosferas.

Condições de temperatura

Dado que a reacção de **síntese do amoníaco é exotérmica** ($\Delta H = -92 \text{ kJ/mol}$), esta é favorecida a temperaturas baixas. No entanto, a **baixas temperaturas a velocidade da reacção é muito lenta**, o que prejudica o tempo de produção, factor muito importante na indústria. Assim, é necessário criar um **compromisso** entre a **necessidade de baixar a temperatura para aumentar o rendimento** e o de **alterar a temperatura para que a reacção se processe rapidamente**.

Na indústria, na produção de amoníaco utiliza-se uma temperatura de cerca de $450 \text{ }^\circ\text{C}$, sendo, no entanto, necessário empregar um catalisador apropriado para aumentar a velocidade da reacção até o equilíbrio ser atingido. No entanto, mesmo a 350 atm , a $450 \text{ }^\circ\text{C}$ e na presença de um catalisador, a percentagem de conversão dos reagentes é apenas de cerca de 30%.

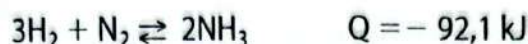
O catalisador na síntese do amoníaco

Adicionando um catalisador a um sistema em equilíbrio, as velocidades das reacções directa e inversa aumentam proporcionalmente, não se produzindo qualquer alteração no sistema em equilíbrio. No entanto, se o catalisador for adicionado antes de se ter atingido o equilíbrio, este será atingido mais rapidamente. O **catalisador acelera**, assim, o **processo de fabrico**.

No caso da produção do amoníaco, o catalisador utilizado é uma mistura de ferro com óxido de potássio e óxido de alumínio.

**Exercícios resolvidos**

1. Dado o sistema em equilíbrio, indique todas as possibilidades que permitem deslocar o equilíbrio para maior produção de amoníaco.

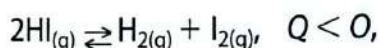


- Por acção da concentração.
- Por acção da pressão.
- Por acção da temperatura.

Resolução:

- Aumentando a concentração de um dos reagentes ou de ambos ou ainda, diminuindo a concentração do produto, o equilíbrio desloca-se para a direita.
- O aumento da pressão desloca o equilíbrio para a direita, visto que é o lado com menor volume.
- A reacção directa é exotérmica (calor menor que zero). O favorecimento desta é possível quando se baixa a temperatura. Portanto, deve-se diminuir a temperatura.

2. Dada a equação da reacção:



Explica qual dos factores entre concentração, temperatura e pressão, não afecta o deslocamento do equilíbrio.

Resolução:

Apesar das substâncias serem todas gasosas, e tratar-se duma reacção reversível o factor pressão não afecta o estado de equilíbrio pois, observa-se uma igualdade do número de moles (volumes) entre os dois membros da equação da reacção química. Há deslocamento do equilíbrio por acção da pressão quando houver diferença do número de moles entre os reagentes e produtos no estado gasoso.

3. Assinale com **V** ou **F**, conforme as afirmações abaixo sejam verdadeiras ou falsas sobre as características/ocorrências durante o estado de equilíbrio.

- Há paralisação da reacção química.
- As velocidades das reacções directa e inversa são iguais.
- As concentrações são constantes.
- As velocidades das reacções directa e inversa são diferentes.

Resolução:

Numa reacção reversível durante o equilíbrio químico, as velocidades das reacções directa e inversa são iguais e as concentrações mantêm-se constantes. Assim, são verdadeiras as alíneas b) e c), sendo falsas a) e d).

1. Como variam as propriedades não-metálicas ao longo do grupo V?
2. Indica o grupo e o período em que se localizam os elementos nitrogénio e fósforo, sabendo que os seus números atómicos são 7 e 15, respectivamente.
3. Como se explica a inércia química do nitrogénio molecular, N_2 ?
4. Indica três fontes naturais de N_2 .
5. A solução de amoníaco em água neutraliza a solução de HNO_3 , formando o sal nitrato de amónio. Escreve a equação desta reacção.
6. Escreve as fórmulas moleculares das seguintes substâncias:
 - a) Amoníaco
 - b) Sulfato de amónio
 - c) Cloreto de amónio
7. Completa e acerta as equações das seguintes reacções:
 - a) $NH_3 + O_2 \rightarrow$
 - b) $NH_3 + HCl \rightarrow$
8. O ácido nítrico reage com óxidos e bases formando sais. Escreve as equações químicas de reacção deste com o hidróxido de magnésio.
9. Cita três aplicações do ácido nítrico.
10. Dos compostos que se seguem indica os que são nitritos.

A. KNO_3	B. $NaNO_2$	C. NH_4NO_2	D. H_3PO_3
------------	-------------	---------------	--------------
11. Calcula o *nox* do N no HNO_3 e HNO_2 .
12. Quais são as duas valências mais comuns do P? Dá exemplos de compostos que apresentem as referidas valências.
13. O fósforo reage com o oxigénio formando dois tipos de óxidos, mediante escassez ou excesso de oxigénio. Os óxidos formados originam ácidos quando reagem com a água. Completa e acerta as equações químicas abaixo:
 - a) $P + O_2 \rightarrow$
 - b) $P_2O_3 + H_2O \rightarrow$
 - c) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$
14. Que cor adquire a tintura azul de tornassol na presença da solução aquosa de H_3PO_4 ?



15. Escreve a equação da reacção de neutralização do ácido fosfórico com hidróxido de potássio. Indica o nome do sal formado.

16. Indica o nome dos compostos que se seguem:

- a) P_2O_5 b) NH_4NO_3 c) H_3PO_3 d) Na_3PO_4

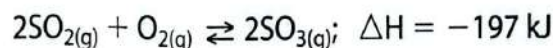
17. Indica os três elementos essenciais à vida das plantas.

18. Dado o sistema em equilíbrio abaixo, indica a afirmação correcta.



- A. A reacção directa é exotérmica.
- B. A reacção directa é endotérmica e a inversa é exotérmica.
- C. As duas reacções, directa e inversa, são endotérmicas.
- D. As duas reacções, directa e inversa, são exotérmicas.

19. Considera o sistema abaixo em equilíbrio:



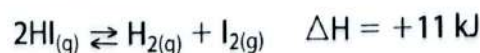
O que acontecerá se:

- a) Aumentarmos a concentração de O_2 ?
- b) Diminuirmos a concentração de SO_2 ?
- c) Aumentarmos a temperatura?
- d) Diminuirmos a pressão?
- e) Adicionarmos um catalisador?

20. Em que sentido se dará o deslocamento do equilíbrio para as reacções seguintes, se se comprimir a mistura gasosa?

- a) $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$
- b) $H_2O_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)}$
- c) $2 NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

21. Considera o sistema em equilíbrio:



O que acontecerá ao equilíbrio se:

- a) Aumentarmos a concentração de I_2 ?
- b) Aumentarmos a concentração de HI?
- c) Aumentarmos a pressão?



Ernest Rutherford
(1871-1937)

Ernest Rutherford, um dos maiores cientistas do ramo da radioatividade e da estrutura atômica, nasceu na Nova Zelândia em 1871. Trabalhou como professor de Física na Universidade de Montreal (Canadá), depois de 1907, em Manchester e, finalmente, desde 1919, em Cambridge e em Londres.

Desde 1900, Rutherford estudou o fenômeno da radioatividade; elaborou a teoria da desintegração radioativa; descobriu o núcleo do átomo e criou um modelo nuclear do átomo, isto é, colocou a base da teoria moderna da estrutura atômica.

Em 1919, pela primeira vez, realizou a transformação artificial de certos elementos estáveis, bombardeando-os com partículas. Em 1918, obteve o prêmio Nobel.



Niels Bohr
(1885-1962)

Niels Bohr, físico notável dinamarquês, nasceu em 1885. Em 1911-1912, trabalhou no laboratório de Rutherford; desde 1916 foi professor da Universidade de Copenhaga e de 1920 até ao fim da sua vida chefiou o Instituto de Física Teórica desta universidade.

Bohr fundou uma grande escola científica no ramo da Física Teórica, foi autor da primeira teoria quântica da estrutura do átomo (1913-1916) que serviu de ponto de partida para a teoria quântica moderna da estrutura atômica.

Pertencem-lhe os trabalhos dedicados à explicação teórica da lei periódica de Mendeleev e à teoria do núcleo atômico.

- Material utilizado num Laboratório de Química
- Cuidados a ter num Laboratório de Química
- Tabela Periódica
- Tabela com as massas atómicas relativas

Material utilizado num Laboratório de Química

Embora exista uma diversidade de formato e tamanho de material usado em laboratórios de Química, a seguir é-te apresentado uma amostra representativa do material laboratorial.



Balão de fundo plano



Erlenmeyer



Balões volumétricos



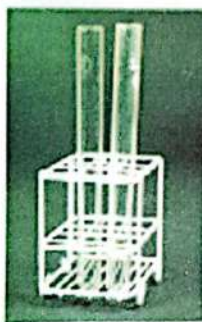
Condensador



Pipetas



Copo de precipitação



Tubos de ensaio



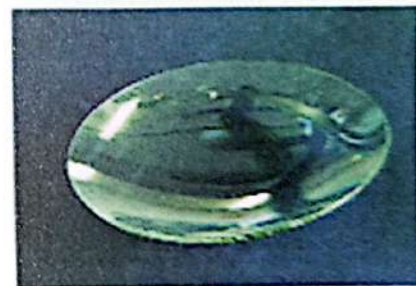
Suporte com garras



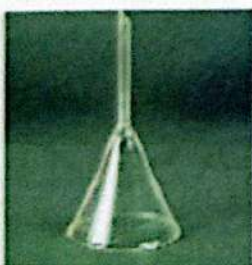
Tina de vidro



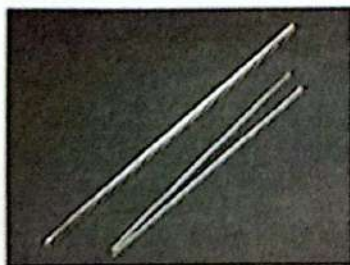
Placa de Petri



Vidro de relógio



Funil



Varetas



Espátulas



Garrafa de esguicho



Conta-gotas



Pompete



Lamparina



Bico de Bunsen



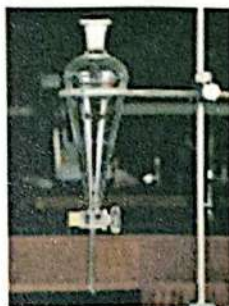
Tripé



Placa de aquecimento



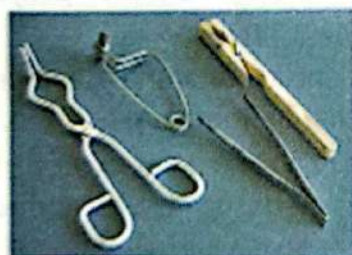
Provetas



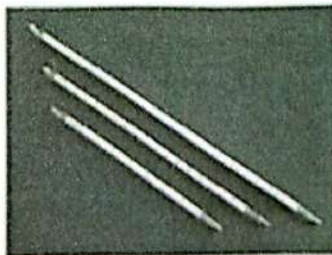
Funil de decantação



Cápsula de porcelana



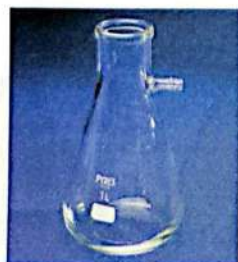
Pinças



Termômetros



Balança



Kitasato



Balão de destilação



Pinça e mola de madeira



Escovilhões

Cuidados a ter no Laboratório de Química

Porque a manipulação de determinados produtos químicos poderá ser altamente perigosa, devemos ter em conta os cuidados que se seguem, a fim de evitar possíveis acidentes, ou de diminuir a sua gravidade se ocorrerem.

Com os produtos químicos

- Os produtos químicos não devem ser provados ou manipulados à mão.
- O cheiro deve ser verificado de modo cauteloso.
- As substâncias inflamáveis não devem ser colocadas próximas de qualquer chama.
- Deve evitar-se o contacto de qualquer produto químico com a pele, nomeadamente das substâncias venenosas e corrosivas, como é o caso de alguns ácidos e de algumas bases.
- Frascos anteriormente utilizados devem sempre ser cuidadosamente lavados e secos, de modo a não ficarem resíduos que possam alterar os produtos que neles se vão guardar.
- Nas experiências devem ser utilizadas pequenas quantidades de produtos. Assim, não se desperdiçam reagentes, além de que as experiências resultam melhor.
- Os produtos químicos devem ser guardados em frascos rotulados de modo claro e duradouro.
- Os produtos que prejudicam a saúde, porque são inflamáveis, nocivos, venenosos ou corrosivos, devem ser de reconhecimento imediato e ter no rótulo o respectivo símbolo.
- Depois de nos servirmos das quantidades necessárias dos produtos químicos, os frascos que os contêm devem ser de imediato fechados e guardados. Os restos das substâncias

utilizadas devem ser eliminados com os cuidados próprios e após indicação do professor.

Com o método e as técnicas experimentais

- As indicações de cada experiência devem ser lidas atentamente antes da execução experimental, devendo seguir-se rigorosamente as instruções do professor.
- Deve localizar-se a posição dos extintores de incêndio e aprender o seu funcionamento.
- Antes de iniciar qualquer experiência, deve preparar-se todo o material necessário, colocando-o sobre a mesa (que deverá estar limpa e arrumada) de modo seguro.
- Ao pegar em qualquer frasco para dele verter algum líquido, o rótulo deverá ficar sempre virado para a palma da mão.
- Os tubos de ensaio usados para aquecimento de líquidos devem segurar-se com uma pinça ou qualquer outro utensílio adequado.
- Ao aquecer líquidos em tubos de ensaio, a boca destes últimos deve ser orientada de modo a que, no caso de haver projecções, estas não atinjam ninguém.
- Após a experiência, o material deve ser todo cuidadosamente desmontado e limpo.
- Antes de se sair do laboratório, deve verificar-se se as torneiras de gás e água estão fechadas, bem como se os aparelhos utilizados estão desligados.

Símbolos dos rótulos dos frascos indicando as características das substâncias.



Corrosivo



Nocivo



Explosivo



Radioactivo



Inflamável



Comburente

Tabela Periódica

1	H	1,01	Hidrogênio
2	He	4,00	Hélio
3	Li	6,94	Lítio
4	Be	9,01	Berílio
5	B	10,81	Boro
6	C	12,01	Carbono
7	N	14,01	Azoto
8	O	16,00	Oxigênio
9	F	18,99	Flúor
10	Ne	20,18	Néon
11	Na	22,99	Sódio
12	Mg	24,31	Magnésio
13	Al	26,98	Alumínio
14	Si	28,09	Silício
15	P	30,97	Fósforo
16	S	32,06	Enxofre
17	Cl	35,45	Cloro
18	Ar	39,95	Argônio
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	51,99	Crômio
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	65,39	Zinco
31	Ga	69,72	Gálio
32	Ge	72,61	Germânio
33	As	74,92	Arsênio
34	Se	78,96	Selênio
35	Br	79,90	Bromo
36	Kr	83,80	Criptônio
37	Rb	85,47	Rubídio
38	Sr	87,62	Estrôncio
39	Y	88,91	Ítrio
40	Zr	91,22	Zircônio
41	Nb	92,91	Nióbio
42	Mo	95,94	Molibdênio
43	Tc	(98)	Tecnécio
44	Ru	101,07	Rutênio
45	Rh	106,42	Ródio
46	Pd	106,42	Paládio
47	Ag	107,87	Prata
48	Cd	112,41	Cádmio
49	In	114,82	Índio
50	Sn	118,71	Estanho
51	Sb	121,75	Antimônio
52	Te	127,60	Telúrio
53	I	126,90	Iodo
54	Xe	131,29	Xenônio
55	Cs	132,91	Césio
56	Ba	137,33	Bário
57	La	138,91	Lantânio
58	Ce	140,12	Cério
59	Pr	140,91	Praseodímio
60	Nd	144,24	Neodímio
61	Pm	(145)	Promécio
62	Sm	150,36	Samário
63	Eu	151,96	Európio
64	Gd	157,25	Gadolínio
65	Tb	158,93	Térbio
66	Dy	162,50	Disprósio
67	Ho	164,93	Hólmio
68	Er	167,26	Érbio
69	Tm	168,93	Túlio
70	Yb	173,04	Íterbio
71	Lu	174,97	Lutécio
72	Hf	178,49	Háfênio
73	Ta	180,95	Tântalo
74	W	186,21	Tungstênio
75	Re	186,21	Rênio
76	Os	190,23	Ósmio
77	Ir	192,22	Iródio
78	Pt	195,08	Platina
79	Au	196,97	Ouro
80	Hg	200,59	Mercurio
81	Tl	204,38	Tálio
82	Pb	207,20	Chumbo
83	Bi	208,98	Bismuto
84	Po	(209)	Polônio
85	At	(210)	Astato
86	Rn	(222)	Rádônio
87	Fr	(223)	Frâncio
88	Ra	(226)	Rádio
89	Ac	(227)	Actínio
90	Th	232,04	Tório
91	Pa	231,04	Protactínio
92	U	238,03	Urânio
93	Np	(237)	Neptúnio
94	Pu	(244)	Plutônio
95	Am	(243)	Americônio
96	Cm	(247)	Cúrio
97	Bk	(247)	Berquélio
98	Cf	(251)	Califórnio
99	Es	(252)	Einstetênio
100	Fm	(257)	Férmio
101	Md	(258)	Mendelévio
102	No	(259)	Nobelônio
103	Lr	(262)	Laurêncio
104	Rf	(261)	Rutherfordório
105	Db	(262)	Dúbnio
106	Sg	(263)	Seabúrgio
107	Bh	(264)	Bóhrnio
108	Hs	(265)	Hássio
109	Mt	(268)	Meitnério
110	Ds	(269)	Darmstádio
111	Uuu	(272)	Ununúmio
112	Uub	(277)	Unúmbio
113	Uut	(284)	Ununtrio
114	Uuq	(285)	Ununquádrnio
115	Uup	(288)	Ununpêntio
116	Uuh	(289)	Ununhexio
117	Uuq	(293)	Ununseptio
118	Uuo	(293)	Ununoctio

Número atômico — 1
 Símbolo químico — H
 Número de massa — 1,01
 Nome do elemento químico — Hidrogênio

58	Ce	140,12	Cério
59	Pr	140,91	Praseodímio
60	Nd	144,24	Neodímio
61	Pm	(145)	Promécio
62	Sm	150,36	Samário
63	Eu	151,96	Európio
64	Gd	157,25	Gadolínio
65	Tb	158,93	Térbio
66	Dy	162,50	Disprósio
67	Ho	164,93	Hólmio
68	Er	167,26	Érbio
69	Tm	168,93	Túlio
70	Yb	173,04	Íterbio
71	Lu	174,97	Lutécio
90	Th	232,04	Tório
91	Pa	231,04	Protactínio
92	U	238,03	Urânio
93	Np	(237)	Neptúnio
94	Pu	(244)	Plutônio
95	Am	(243)	Americônio
96	Cm	(247)	Cúrio
97	Bk	(247)	Berquélio
98	Cf	(251)	Califórnio
99	Es	(252)	Einstetênio
100	Fm	(257)	Férmio
101	Md	(258)	Mendelévio
102	No	(259)	Nobelônio
103	Lr	(262)	Laurêncio

- Metals
- Semimetals
- Não-metals

Massas atômicas relativas¹

Elemento/símbolo	Massa atômica
Actínio (Ac)	(227,03)
Alumínio (Al)	26,98
Antimônio (Sb)	121,75
Árgon (Ar)	39,95
Arsênio (As)	74,92
Azoto ² (N)	14,0
Bário (Ba)	137,33
Berílio (Be)	9,01
Bismuto (Bi)	208,98
Boro (B)	10,81
Bromo (Br)	79,90
Cádmio (Cd)	112,41
Cálcio (Ca)	40,08
Carbono (C)	12,01
Cério (Ce)	140,12
Césio (Cs)	132,9
Chumbo (Pb)	207,2
Cloro (Cl)	35,45
Cobalto (Co)	58,93
Cobre (Cu)	63,55
Cripton (Kr)	83,8
Crômio (Cr)	52,00
Enxofre (S)	32,06
Escândio (Sc)	44,96
Estanho (Sn)	118,69
Estrôncio (Sr)	87,62
Ferro (Fe)	55,85
Flúor (F)	19,00
Fósforo (P)	30,97
Frâncio (Fr)	(223)
Gálio (Ga)	69,72
Germânio (Ge)	72,59
Hélio (He)	4,00
Hidrogênio (H)	1,01
Índio (In)	114,82
Iodo (I)	126,90
Iridio (Ir)	192,22
Itrio (Y)	88,91
Lantânio (La)	138,91
Lítio (Li)	6,94

Elemento/símbolo	Massa atômica
Magnésio (Mg)	24,31
Manganésio (Mn)	54,94
Mercúrio (Hg)	200,59
Molibdênio (Mo)	95,94
Neodímio (Nd)	144,24
Néon (Ne)	20,18
Nióbio (Nb)	92,91
Níquel (Ni)	58,70
Ósmio (Os)	190,2
Ouro (Au)	196,97
Oxigênio (O)	16,00
Paládio (Pd)	106,4
Platina (Pt)	195,09
Plutônio (Pu)	(244)
Polônio (Po)	(209)
Potássio (K)	39,10
Prata (Ag)	107,87
Rádio (Ra)	226,03
Radão (Rn)	(222)
Rênio (Re)	186,21
Ródio (Rh)	102,91
Rubídio (Rb)	85,47
Rutênio (Ru)	101,07
Samário (Sm)	150,4
Selênio (Se)	78,96
Silício (Si)	28,09
Sódio (Na)	22,99
Tálio (Tl)	204,37
Tântalo (Ta)	180,95
Telúrio (Te)	127,60
Térbio (Tb)	158,93
Titânio (Ti)	47,90
Tório (Th)	232,04
Túlio (Tm)	168,93
Urânio (U)	238,03
Vanádio (V)	50,94
Volfrâmio ³ (W)	183,85
Xénon (Xe)	131,30
Zinco (Zn)	65,37
Zircônio (Zr)	91,22

⁽¹⁾ As massas atômicas relativas são numericamente iguais às massas molares dos elementos. Números entre parêntesis referem-se a elementos radioativos. ⁽²⁾ Também conhecido por nitrogênio. ⁽³⁾ Também conhecido por tungstênio.



Unidade 1: Classes principais dos compostos inorgânicos

pp. 34 e 35

1. C.

2. a) Al_2O_3 b) Na_2O c) FeO

3. a) Trióxido de enxofre
b) Óxido de cobre (I)
c) Óxido de lítio

4.

Fórmula	Nome	Classificação
Na_2O	Óxido de sódio	Óxido metálico
CO_2	Dióxido de carbono ou óxido de carbono (IV)	Óxido não-metálico
Cu_2O	Óxido de cobre (I)	Óxido metálico
Al_2O_3	Óxido de alumínio	Óxido metálico
SO_2	Dióxido de enxofre	Óxido não-metálico
N_2O_5	Óxido de nitrogénio (V) ou pentóxido de (di) nitrogénio	Óxido não-metálico

5. a) 2 KOH b) $\text{Mg}(\text{OH})_2$

c) $\text{ZnSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ d) H_2SO_4

6. É toda a substância que em solução aquosa origina iões H^+ .

7. a) Ácido sulfídrico
b) Ácido nítrico
c) Ácido fosfórico

8. a) HI b) H_2CO_3 c) H_2SO_3

9. a) Ternário c) Ternário
b) Binário d) Binário

10.

Fórmula do ácido	Classificação quanto à/ao	
	presença de O_2	n.º de elementos
H_2S	Hidrácido	Binário
HNO_2	Oxácido	Ternário
H_3PO_4	Oxácido	Ternário

11. a)

12. a) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
b) KOH

c) Hidróxido de sódio
d) Hidróxido de ferro (III)

13. a) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

b) 2 KOH

14. a)

15. a) $\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$

b) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{ZnCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

c) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

d) $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

16. c)

17. a) Sulfato de ferro (III)

b) Cloreto de lítio

c) Fosfato de sódio

18. $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$

$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Unidade 2: Estrutura atômica e Tabela Periódica

pp. 53 a 55

1. b), c) e d)

2. a)

3. c)

4. b)

5. Pertencem ao mesmo período. Apresentam todos duas camadas electrónicas.

6. c)

7. a)

K	L	M	Grupo - VIII A
(+18)))	Período - 3.º
2	8	8	

b)

K	L	M
(+15)))
2	8	5

Grupo - V A

Período - 3.º

c)

K	L
(+8))
2	6

Grupo - VI A

Período - 2.º

8. a) D.

b) A.

c) B.

9. a) ${}_{19}\text{K}$ e ${}_{20}\text{Ca}$

b) O que possui propriedades metálicas mais fortes é o potássio, porque se encontra no primeiro grupo.



10. O número de electrões na última camada corresponde ao número do grupo na Tabela Periódica. O número de camadas corresponde ao número do período (acontece nos elementos representativos).
11. Apresentam a última camada electrónica totalmente preenchida (com 8 electrões, excepto o hélio que tem 2).
12. a) Oxigénio (ou enxofre ou fósforo).
b) Enxofre.
c) Alumínio (ou magnésio, ou ouro ou potássio).
13. a) O elemento mais electronegativo é o flúor. Ao longo de um grupo a electronegatividade diminui de cima para baixo.
b) O elemento com maior raio atómico é o bromo. O raio atómico aumenta de cima para baixo ao longo de um grupo.
14. a) $2n^2$ c) nível e) dois
b) camada d) oito
15. a) K e L, têm mesmo número de camadas
b) W, tem oito electrões na última camada
16. Isótopos são átomos do mesmo elemento químico com igual número atómico e diferente número de massa.
Exemplos: $^{12}_6\text{C}$ e $^{13}_6\text{C}$

Classificação	Representação
A. Gases nobres	I
B. Não-metais	II
C. Semi-metais	III
D. Metais	IV

Unidade 3: Ligação química

pp. 71 a 73

1. c)

2. a)

3. c)

4. b)

5. I. KF, LiCl

II. H_2S , CS_2

6.

Coluna A	Coluna B
1. Ligação covalente polar	A. Ocorre entre átomos não-metálicos de electronegatividades iguais.
2. Ligação covalente apolar	B. Ocorre entre átomos não-metálicos de elementos químicos do mesmo grupo.
	C. Ocorre entre átomos não-metálicos de elementos químicos do mesmo período.
	D. Ocorre entre átomos não-metálicos de electronegatividades diferentes.

7.

Tipo de ligação	Tipo de átomos	Forma de estabelecimento	Localização do par electrónico	Exemplo
Iónica	Não-metal/ /metal	Atracções entre iões de cargas contrárias	—	NaCl
Covalente apolar	Não-metal/ /não-metal	Compartilhamento de electrões	Igualmente compartilhado	O_2
Covalente polar	Não-metal/ /não-metal	Compartilhamento de electrões	Lado do elemento mais electro-negativo	H_2O
Metálica	Metal/ /metal	Atracção entre iões positivos e electrões livres	—	Fe

8. a) metais

b) electrões

c) iões positivos/catiões

d) não-metais

e) electrões

f) iões negativos/aniões

g) iões

9. Ligação iónica

10. A. V

B. V

C. F

D. V

E. V

11. Ligação covalente apolar



12. a) e b)

13. A boa condutibilidade térmica e eléctrica dos metais explica-se porque apresentam electrões livres.

14. Os gases nobres não podem formar moléculas de dois ou mais átomos porque têm a sua camada de valência preenchida com 8 electrões.

15. A molécula F_2 é apolar porque os electrões são igualmente atraídos pelos dois átomos, enquanto na molécula HF o par de electrões compartilhado não é atraído igualmente por ambos os átomos, uma vez que o flúor é mais electronegativo que o hidrogénio.

16. Os sólidos covalentes têm uma elevada dureza, pontos de fusão elevados e incapacidade de conduzir a corrente eléctrica.

Unidade 4: Cloro e os elementos do VII grupo principal

pp. 99 a 101

1. O nome halogénio significa «geradores de sais» porque são muito reactivos com metais.

2. Os halogéneos pertencem ao grupo VII A da Tabela Periódica porque todos os elementos do grupo possuem 7 electrões de valência.

3. As principais características são: não conduzem a corrente eléctrica, são bastante solúveis em solventes orgânicos, são pouco solúveis em água. Todos os halogéneos possuem um cheiro muito forte e a sua inspiração, mesmo em pequenas quantidades, leva à irritação forte das vias respiratórias e à inflamação das mucosas.

4. a) livre
b) diatómicas
c) mononegativos

5. b), c), e)

6. É o flúor. Possui o valor máximo de electronegatividade (4) daí a forte tendência de atrair electrões de outros átomos para si.

7. a) recebe. b) ião negativo c) F^-

8. a)

9. a)

10. b)

11. O cloro usa-se no branqueamento de tecidos e de papel, na produção de lixívia para fins domésticos, como desinfectante na água para beber e nas piscinas.

12. c)

13. O HCl é um gás, incolor, com cheiro penetrante. (Aceita-se outras propriedades desde que certas).

14. Os principais sais são: cloreto de sódio, cloreto de potássio, cloreto de cálcio, cloreto de amónio, cloreto de prata, cloreto de mercúrio (II).

15. a) $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

b) $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$

c) $HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$

d) $2HCl + 2Na \rightarrow 2NaCl + H_2$

e) $2HCl + Na_2O \rightarrow 2NaCl + H_2O$

16. a) F b) F c) V d) V

17. a) $nox(S) = 0$ b) $nox(Cr) = +6$

c) $nox(C) = 0$ d) $nox(P) = +5$

18. a) +5 c) +1

b) -1 d) 0

19. $+1 + x + 2(-2) = 0$

$+1 + x - 4 = 0$

$x = +3$

$^{+1}x^{-2}$
 $HClO_2$ $nox(Cl) = +3$

20. b) e d)

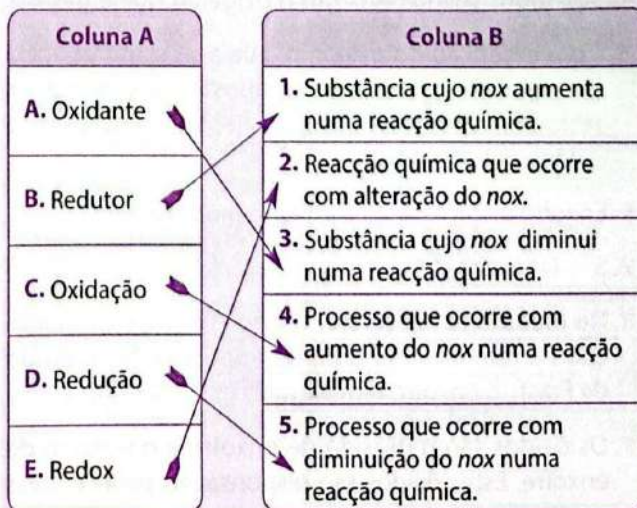
21. a) agente oxidante - Cl_2 agente redutor - Na

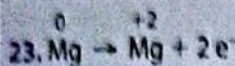
b) agente oxidante - Cl_2 agente redutor - H_2

c) agente oxidante - Cl_2 agente redutor - H_2O

d) agente oxidante - HCl agente redutor - Zn

22.





24.

Dados	Resolução
$\text{C}_2\text{H}_{10} \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$	$22,4\text{ l} \text{ --- } 2 \text{ mol}$ $x \text{ --- } 4 \text{ mol}$ $x = \frac{4 \times 22,4}{2} = 44,8\text{ l}$ R.: São necessários 44,8 l de C_2H_{10} para formar 4 mol de C_2H_4 .

25.

Dados	Resolução
$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ $M(\text{KClO}_3) = A_r(\text{K}) + A_r(\text{Cl}) + 3 \times A_r(\text{O}) = 39 + 35,5 + 48 = 122,5 \text{ g/mol}$	$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ $245 \text{ g} \text{ --- } 67,2\text{ l}$ $x \text{ --- } 44,8\text{ l}$ $x = \frac{245 \times 44,8}{67,2}$ $x = 163,3 \text{ g de KClO}_3$ R.: 163,3 g de KClO_3 libertaram 44,8 l de O_2 .

Unidade 5: Enxofre e os elementos do VI grupo principal

pp. 132 e 133

1. a) e c)

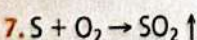
2. As propriedades metálicas aumentam de cima para baixo ao longo de um grupo. Com aumento do Z, aumenta o número de camadas e os electrões de valência ficam menos atraídos podendo ser cedidos facilmente – característica dos metais.

3. Os calcogéneos pertencem ao grupo VI A da Tabela Periódica porque apresentam 6 electrões na sua camada de valência.

4. São todos sólidos excepto o oxigénio que é gasoso.

5. Com excepção do oxigénio, que apresenta valência II na grande maioria dos compostos que forma, os restantes elementos são polivalentes apresentando valências II, IV e VI.

6. Enxofre ortorrômbico e enxofre monoclinico.



8. No método de Calcaroni, 1/3 do enxofre é desperdiçado e tem elevado grau de impureza. No método de Frash, o enxofre tem elevado grau de pureza.

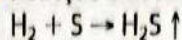
9. Os óxidos são o dióxido de enxofre e o trióxido de enxofre. Estes óxidos são responsáveis pelas chuvas

ácidas, uma vez que adicionados à água presente na atmosfera, originam o ácido sulfuroso e o ácido sulfúrico, respectivamente.

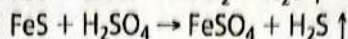
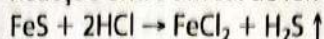
10. b)

11. Pode ser obtido através da:

• Reacção directa entre H_2 e S.



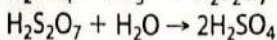
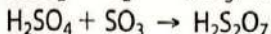
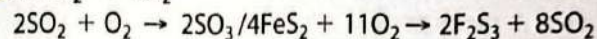
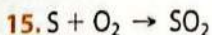
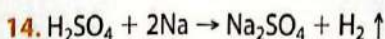
• Reacção entre um sal de ferro e um ácido diluído.



12. Deve adicionar acetato de chumbo, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, a uma solução que contenha iões sulfuretos. Formar-se-á um precipitado preto.

13. O ácido sulfúrico é um líquido fortemente corrosivo, originando queimaduras graves quando em contacto com a pele.

Convém misturar o ácido sulfúrico concentrado com a água com muito cuidado. Deve-se evitar o contacto do ácido com a pele e também evitar deitar a água por cima do ácido.



16. Os principais sais derivados do ácido sulfúrico são: sulfato de cobre, sulfato de sódio, sulfato de cálcio, sulfato de zinco, sulfato de ferro (II), alúmen e sulfato de amónio.

17. a) e b)

18. a) Trióxido de enxofre

b) Sulfureto de zinco

c) Sulfato de alumínio

19. A velocidade de uma reacção química mede a quantidade de uma substância que se produz ou que se consome num determinado intervalo de tempo.

20. Para determinar a velocidade de uma reacção química pode medir-se:

• O tempo de formação de uma dada quantidade de produto da reacção;

• O tempo de consumo de um ou mais reagentes.

21. O modelo que interpreta o modo como as reacções químicas ocorrem a nível das partículas, no estado gasoso, é a teoria das colisões. Nesta teoria, uma reacção só pode ocorrer quando as partículas reagentes colidem e estas colisões têm de acontecer com uma orientação adequada e com energia suficiente para que seja eficaz.



22. a) V c) V e) F

b) F d) V f) V

23. a) V c) F

b) F d) F

24. a) Temperatura.

b) Concentração (do oxigénio).

c) Estado de divisão do reagente sólido (as batatas).

d) Presença do catalisador (as enzimas).

e) Estado de divisão do reagente sólido (a carne).

25. Aumenta a superfície de contacto quando o medicamento está pulverizado.

26. Quando se usa um catalisador, diminui-se a energia de activação e a velocidade da reacção aumenta. Quando se usa um inibidor, aumenta-se a energia de activação e a velocidade da reacção diminui.

Unidade 6: Nitrogénio e os elementos do V grupo principal

pp. 162 e 163

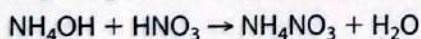
1. As propriedades não-metálicas vão diminuindo ao longo do grupo V de cima para baixo ou com o aumento do número atómico.

2. Nitrogénio: 2.º período, V A grupo; Fósforo: 3.º período; V A grupo (${}_{7}\text{N} - 2:5$; ${}_{15}\text{P} - 2:8:5$)

3. O nitrogénio molecular, N_2 , é quimicamente inerte porque os dois átomos de nitrogénio estão ligados quimicamente por uma ligação muito forte, (por ligação covalente apolar tripla $|\text{N} \equiv \text{N}|$ o que confere à molécula uma elevada estabilidade.

4. Três fontes naturais de N_2 são o ar atmosférico, o nitrato de sódio e as proteínas.

5. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}$



6. a) NH_3 b) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ c) NH_4Cl

7. a) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

b) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

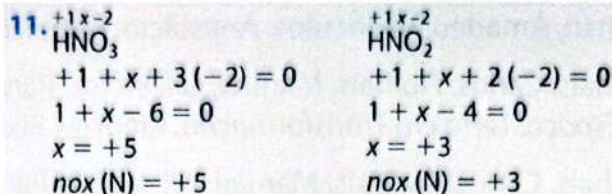
8. $2\text{HNO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

9. • No fabrico de explosivos

• Na produção de fertilizantes

• No fabrico de medicamentos

10. B. e C.



12. Valência III: P_2O_3 , H_3PO_3 ; Valência V: P_2O_5 .

13. a) $4\text{P} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_3$

b) $\text{P}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_3$

c) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$

14. Cor vermelha.

15. $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

Fosfato
de
potássio

16. a) Pentóxido de (di) fósforo

b) Nitrato de amónio

c) Ácido fosforoso

d) Fosfato de sódio

17. N, P, K.

18. b)

19. a) O equilíbrio desloca-se no sentido da reacção directa de forma a consumir esse aumento da concentração do reagente.

b) O equilíbrio desloca-se no sentido da reacção inversa de modo a repôr essa diminuição da concentração do reagente.

c) A representação da equação química sugere que a reacção directa é exotérmica. Então, no aumento da temperatura o equilíbrio desloca-se no sentido da reacção inversa de modo a diminuir a temperatura do sistema.

d) O equilíbrio desloca-se no sentido da reacção inversa de forma a aumentar a pressão, ou seja, vai deslocar-se no sentido de maior volume (3 moles).

e) A adição de um catalisador não afecta o sistema em equilíbrio.

20. a) Sentido inverso.

b) Sentido inverso.

c) Sentido directo.

21. a) O equilíbrio desloca-se no sentido inverso.

b) O equilíbrio desloca-se no sentido directo.

c) Uma alteração da pressão não afecta o sistema em equilíbrio uma vez que o número de componentes gasosos dos reagentes é igual ao número de componentes gasosos dos produtos da reacção.

Afonso, Amadeu; Vilanculos, Anastácio. *Química 12.ª Classe*, Texto Editores.

Fiolhais, Carlos; Fiolhais, Manuel; Gil, Victor; Paiva, João; Morais, Carla; Costa, Sandra. *7 CFQ – Terra no Espaço, Terra em Transformação*, Ciências Físico-Químicas – 7.º Ano, Texto.

Fiolhais, Carlos; Fiolhais, Manuel; Gil, Victor; Paiva, João; Morais, Carla; Costa, Sandra. *8 CFQ – Sustentabilidade na Terra*, Ciências Físico-Químicas – 8.º Ano, Texto.

Fiolhais, Carlos; Fiolhais, Manuel; Gil, Victor; Paiva, João; Morais, Carla; Costa, Sandra. *9 CFQ – Viver Melhor na Terra*, Ciências Físico-Químicas – 9.º Ano, Texto.

Glinka, N. *Química Geral 1*, Editora Mir, Moscovo.

Glinka, N. *Problemas e Exercícios de Química Geral*, Editora Mir, Moscovo.

Macedo, Horácio, et al. *Química Objectiva*, Vol. 3, Honor.

Roque, Ana. *H₂O – Terra no Espaço, Terra em transformação*, Ciências Físico-Químicas – 7.º Ano, Texto.

Roque, Ana. *H₂O – Sustentabilidade na Terra*, Ciências Físico-Químicas – 8.º Ano, Texto.

Sardela, António; Mateus, Edgar. *Dicionário Escolar de Química*, Editora Ática, São Paulo.

Sardela, António; Mateus, Edgar. *Química*. Vol. 3, 4.ª Edição, Editora África.

Sienko, M.; Plane, R. A. *Química*, Rio de Janeiro.

Silva, Filomena Neves. *Química pela Prática 9.ª Classe*, Moçambique Editora.



Filomena Neves da Silva

Licenciada em Ensino de Química, trabalha actualmente no Ministério da Educação como instrutora e Técnica Pedagógica.

Publicou diferentes trabalhos na revista *Contacto*, módulos de Química do Ensino à distância para alunos do Ensino Secundário Geral e ainda módulos de Ensino Secundário Química para professores em exercício.

8.^a Classe

Biologia¹
978-902-47-5935 4
Física¹
978-902-47-5933 0
Geografia¹
978-902-47-5937 8
História¹
978-902-47-5934 7
Matemática¹
978-902-47-5939 2
Português¹
978-902-47-5940 8
Química¹
978-902-47-5938 5
Agro-Pecuária²
978-902-47-5948 4
Educação Visual²
978-902-47-5932 3
Inglês²
978-902-47-5936 1

9.^a Classe

Física¹
978-902-47-5945 3
Geografia¹
978-902-47-5946 0
História¹
978-902-47-5947 7
Matemática¹
978-902-47-5924 8
Português¹
978-902-47-5950 7
Química¹
978-902-47-5944 6
Empreendedorismo¹
978-902-47-5920 0
Agro-Pecuária²
978-902-47-5949 1
Biologia²
978-902-47-5942 2
Educação Visual²
978-902-47-5941 5
Inglês²
978-902-47-5943 9

10.^a Classe

Agro-Pecuária¹
978-902-47-5472 4
Física¹
978-902-47-5469 4
Geografia¹
978-902-47-5504 2
História¹
978-902-47-5466 3
Matemática¹
978-902-47-5496 0
Empreendedorismo¹
978-902-47-5471 7
Química¹
978-902-47-5465 6
Tecnologias de Informação e Comunicação¹
978-902-47-5503 5
Biologia²
978-902-47-5467 0
Educação Visual²
978-902-47-5463 2
Inglês²
978-902-47-5464 9
Português²
978-902-47-5430 4

¹ Livros no sistema de ensino

² Livros de apoio e consulta



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 ondulado na Bandeira
E vai lavrando na certeza do amanhã.

Flores brotando do chão do teu suor
Pelos montes, pelos rios, pelo mar
Nós juramos por ti, ó Moçambique
Nenhum tirano nos irá escravizar.



	Texto Editores	978-902-47-5944-6
www.leya.co.mz	E-mail: info@me.co.mz	Ensino Secundário