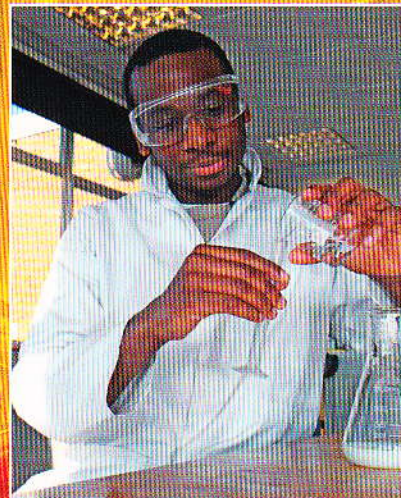
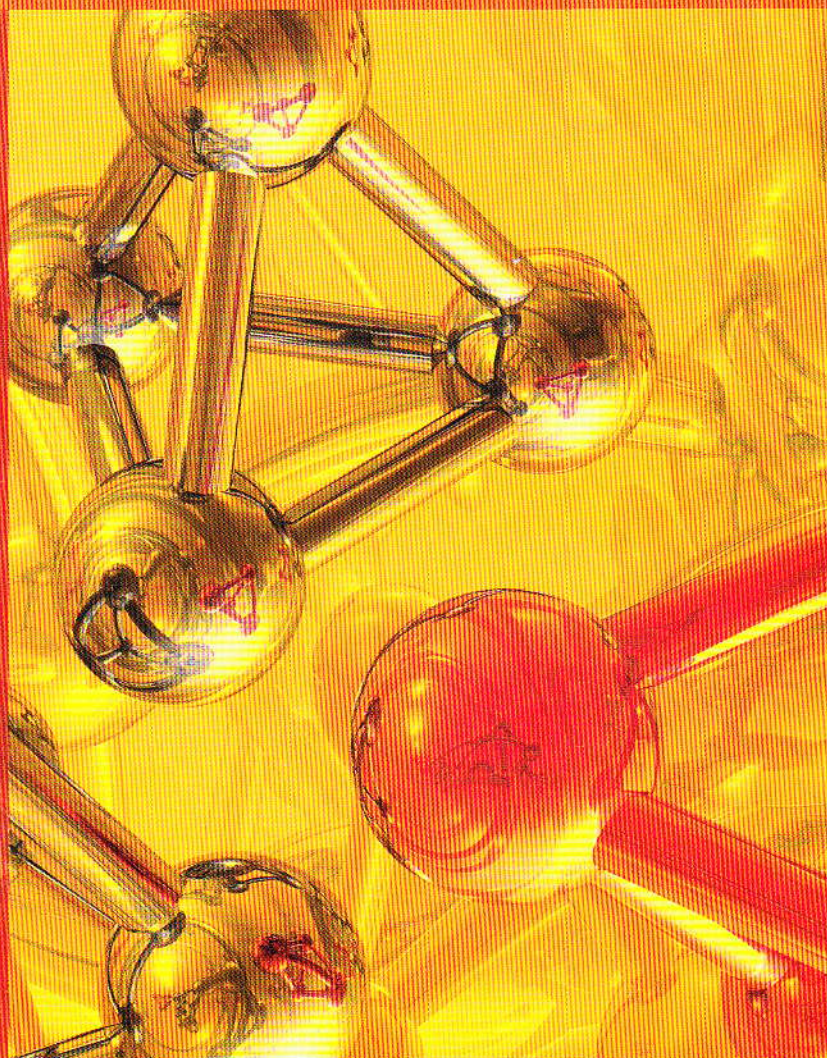


NOVO CURRÍCULO
DO ENSINO SECUNDÁRIO

QUÍMICA

11

PRÉ-UNIVERSITÁRIO

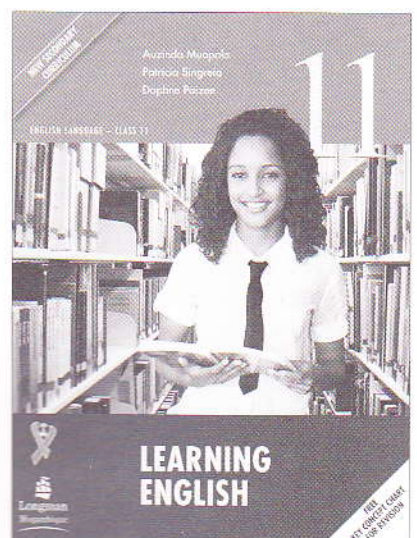
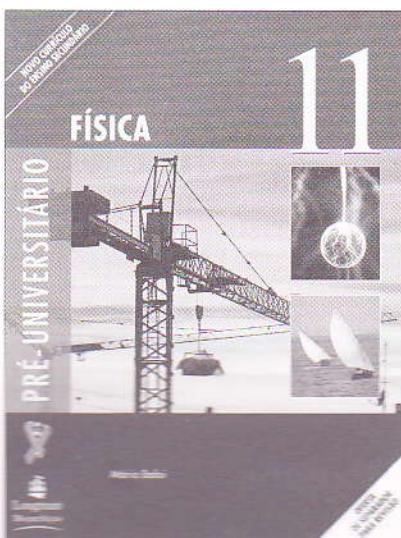
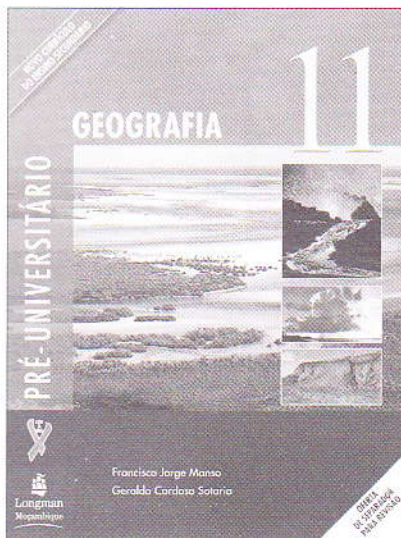
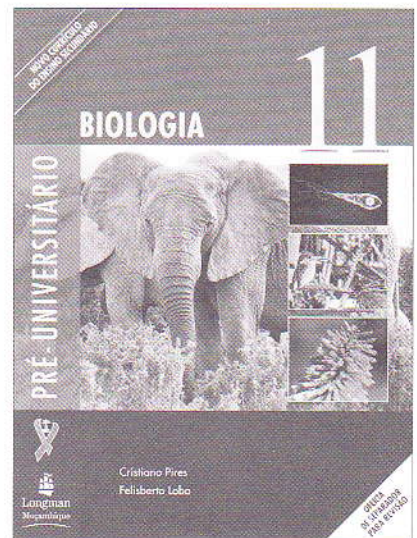
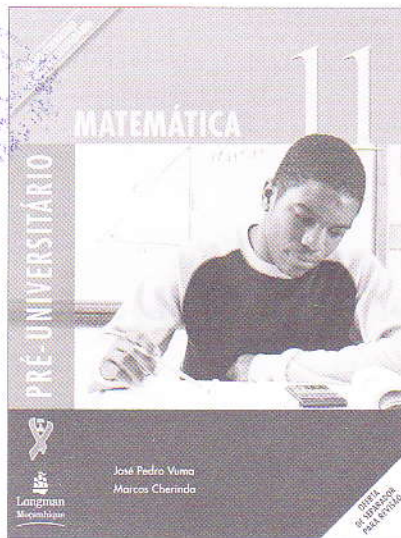
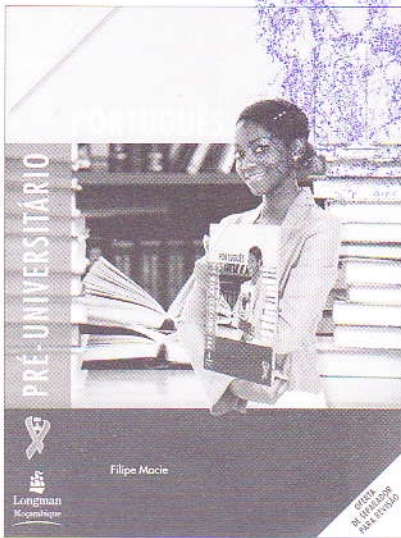


Longman
Moçambique

Armindo Monjane
Ricardo Américo Cuco

OFERTA
DE SEPARADOR
PARA REVISÃO

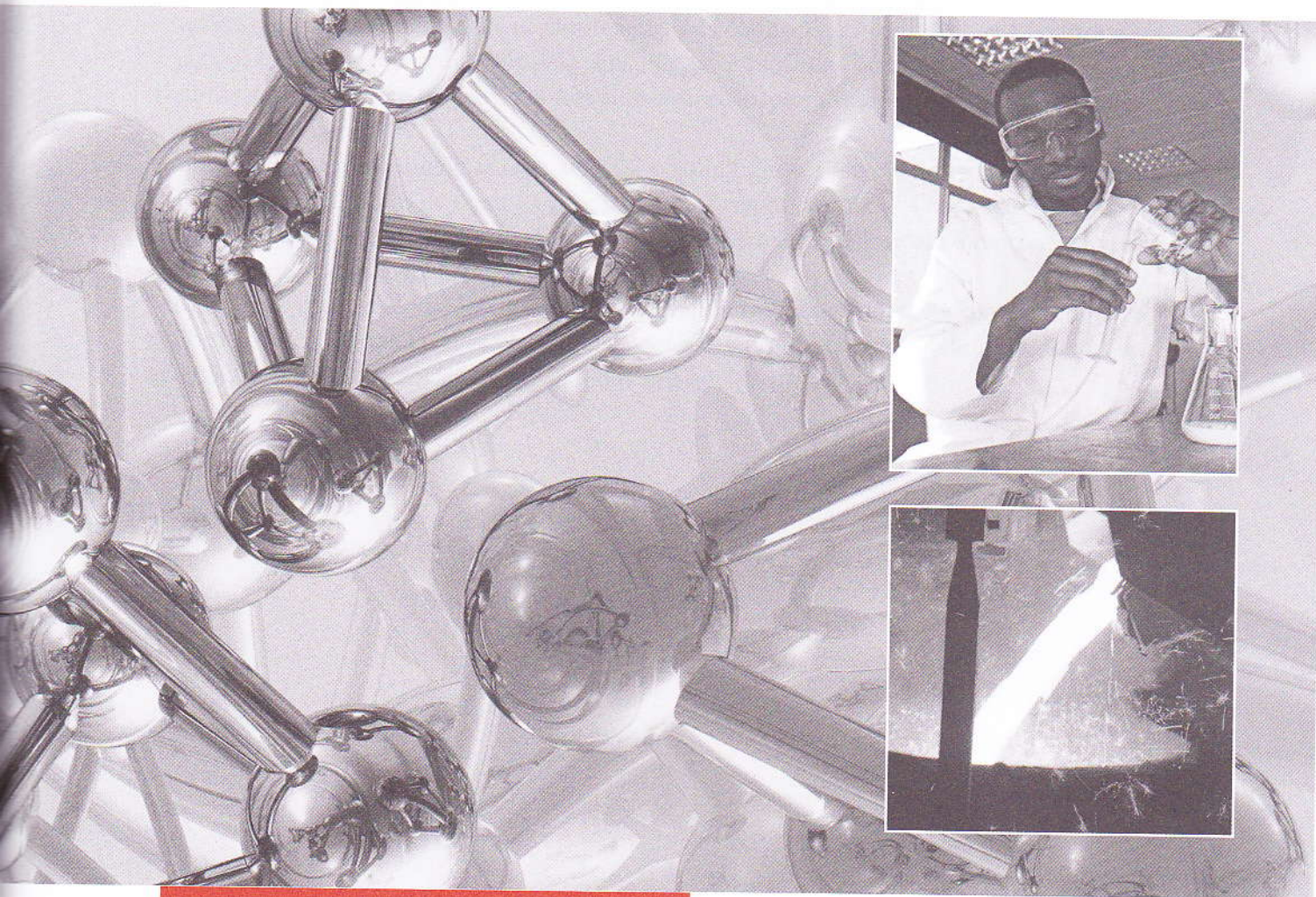
Títulos disponíveis para a 11.ª Classe



Armino Monjane
Ricardo Américo Cuco

QUÍMICA

11



PRÉ-UNIVERSITÁRIO



Longman
Moçambique

Introdução

Caro Aluno,

Considerando os objectivos e conteúdos programáticos e tendo por base a nossa experiência profissional, elaborámos este livro com a finalidade de contribuir para uma aprendizagem eficaz e condigna, desenvolvendo capacidades, habilidades e atitudes com vista à formação de cidadãos responsáveis, participativos e empreendedores, bem integrados numa sociedade em constante mudança e capazes de responder às novas dinâmicas do sector laboral.

Este livro compreende:

- sete unidades didácticas, que incluem sínteses dos conteúdos programáticos mais importantes e exercícios que permitem ao aluno aplicar os conhecimentos adquiridos e controlar a aquisição desses conhecimentos pela consulta das soluções no final do manual;
- uma secção composta por exercícios de auto-avaliação, permitindo um reforço do controlo da aprendizagem;
- um conjunto de experiências laboratoriais, possibilitando a revisão de teorias aprendidas e o reforço do espírito de equipa pela partilha dos resultados obtidos por cada aluno;
- imagens, quadros, esquemas ilustrativos e exemplos relacionados com situações da vida quotidiana, facilitando a aprendizagem.

Esperamos que este livro seja o melhor companheiro para os alunos e um instrumento valioso para os nossos colegas. Acreditamos que é sempre possível melhorá-lo, pelo que agradecemos todas as críticas e sugestões que nos queiram enviar.

Os Autores

Estrutura do Livro

O livro do aluno de Química para a 11.^a classe é composto por sete unidades didáticas e duas secções complementares, que apresentam a seguinte estrutura:

Indicação da unidade e do tema nela tratado

Objectivos da unidade

Imagem motivadora

Unidade 1

Conceitos fundamentais



Na aula desta unidade deverá ser dada ênfase a:

- desenvolver as competências do cidadão científico;
- adquirir a noção de classificação da matéria;
- adquirir uma noção geral de uma substância;
- conhecer os métodos de separação de misturas homogêneas e heterogêneas;
- utilizar os regimes de aquecimento adequado em técnicas experimentais químicas;
- realizar experiências sobre a natureza da matéria em uma realidade global no contexto da utilização de misturas, de temperatura, de massa e de densidade em técnicas experimentais;
- identificar e interpretar as funções da matéria física e química;
- classificar as misturas químicas segundo as suas características.

Exemplos do que é tratado no texto principal

1.3 Entalpia

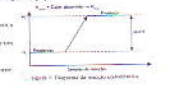
1.3.1. A entalpia é uma função termodinâmica que se relaciona com a capacidade de realizar trabalho em sistemas abertos.

1.3.2. A entalpia é uma função termodinâmica que se relaciona com a capacidade de realizar trabalho em sistemas abertos.

1.4 Reações endotérmicas

1.4.1. Reações endotérmicas são aquelas em que há absorção de calor.

1.4.2. Reações endotérmicas são aquelas em que há absorção de calor.



1.5 Reações exotérmicas

1.5.1. Reações exotérmicas são aquelas em que há liberação de calor.

1.5.2. Reações exotérmicas são aquelas em que há liberação de calor.

Introdução

O livro começa a abordar a Química e apresenta conceitos que permitem compreender a natureza da matéria e as transformações químicas. Este livro tem como objectivo principal apresentar a natureza da matéria e as transformações químicas, com ênfase na compreensão dos conceitos fundamentais da Química.

1.1 Soluções. Constituição das soluções

1.1.1. As soluções são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias.

1.1.2. As soluções são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias.

Soluto	Solvente	Solução
Água (soluto)	Água (solvente)	Água (solução)
Sal (soluto)	Água (solvente)	Solução salina



Textos introdutórios, que apresentam e contextualizam os conteúdos da unidade

Textos explicativos, com imagens, figuras e tabelas de apoio

Exercícios variados

Exercícios complementares permitem a aplicação de todos os conteúdos abordados e a autocorreção pela consulta das soluções no final do livro

Auto-avaliação

Fichas que permitem a verificação das aprendizagens e a autocorreção pela consulta das soluções no final do livro

Unidade 3

A - Importância do Tabela Periódica

1. Assinale com X a opção correcta. (1 ponto)

1.1. O Tabela Periódica é uma representação gráfica dos elementos químicos.

1.2. O Tabela Periódica é uma representação gráfica dos elementos químicos.

B - História do Tabela Periódico

1. Assinale com X a opção correcta. (1 ponto)

1.1. O Tabela Periódico foi desenvolvido por Dmitri Mendeleev.

1.2. O Tabela Periódico foi desenvolvido por Dmitri Mendeleev.

C - Localização dos elementos no Tabela Periódico

1. Assinale com X a opção correcta. (1 ponto)

1.1. Os elementos químicos são classificados em metais e não metais.

1.2. Os elementos químicos são classificados em metais e não metais.


Unidade 7

Decomposição térmica de um carbonato

1. Assinale com X a opção correcta. (1 ponto)

1.1. A decomposição térmica de um carbonato produz um óxido e um gás.

1.2. A decomposição térmica de um carbonato produz um óxido e um gás.



Vamos experimentar No final do livro propõe-se a realização de experiências simples que permitem pôr em prática os conteúdos abordados

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

Índice

	Pág.
Unidade 1 Conceitos fundamentais	10
1. A Química como ciência	11
1.1 Propriedades das substâncias	12
1.2 Matéria e sua classificação	12
1.2.1 Transformações da matéria	12
2. Métodos de separação de misturas	12
2.1 Destilação simples	13
2.2 Cromatografia	13
2.2.1 Cromatografia de papel	13
2.2.2 Cromatografia de camada fina	14
2.2.3 Resumo das duas técnicas	14
3. Linguagem química	14
3.1 Conceito de elemento químico, composto e mistura	15
3.2 Reacções químicas	15
3.2.1 Tipos de reacções químicas	16
3.2.1.1 Reacções de decomposição	16
3.2.1.2 Reacções de síntese	16
3.3 Balanço energético: reacções endotérmicas e reacções exotérmicas	17
3.3.1 Reacção endotérmica	17
3.3.2 Reacção exotérmica	17
3.4 Tipo de partículas transferidas de um reagente para outro: reacções ácido-base e de oxidação-redução	17
3.4.1 Reacções ácido-base	17
3.4.2 Reacções de oxidação-redução	18
3.5 Tipos de compostos que intervêm. Reacções orgânicas e reacções inorgânicas	18
3.5.1 Reacções orgânicas	18
3.5.2 Reacções inorgânicas	18
4. Cálculos estequiométricos	19
4.1 Massa atómica e massa molecular	19
4.1.1 Massa atómica	19
4.1.2 Massa molecular	19
4.1.3 Massa atómica e massa molecular relativa	19
4.2 A mole. Massa molar	20
4.2.1 A mole	20
4.2.2 Massa molar (<i>M</i>)	20
4.3 Lei de Avogadro. Volume molar	21
4.3.1 Lei de Avogadro	21
4.3.2 Volume molar	21
4.4 Lei de Proust: lei das proporções múltiplas	21
4.5 Lei de Lavoisier	22

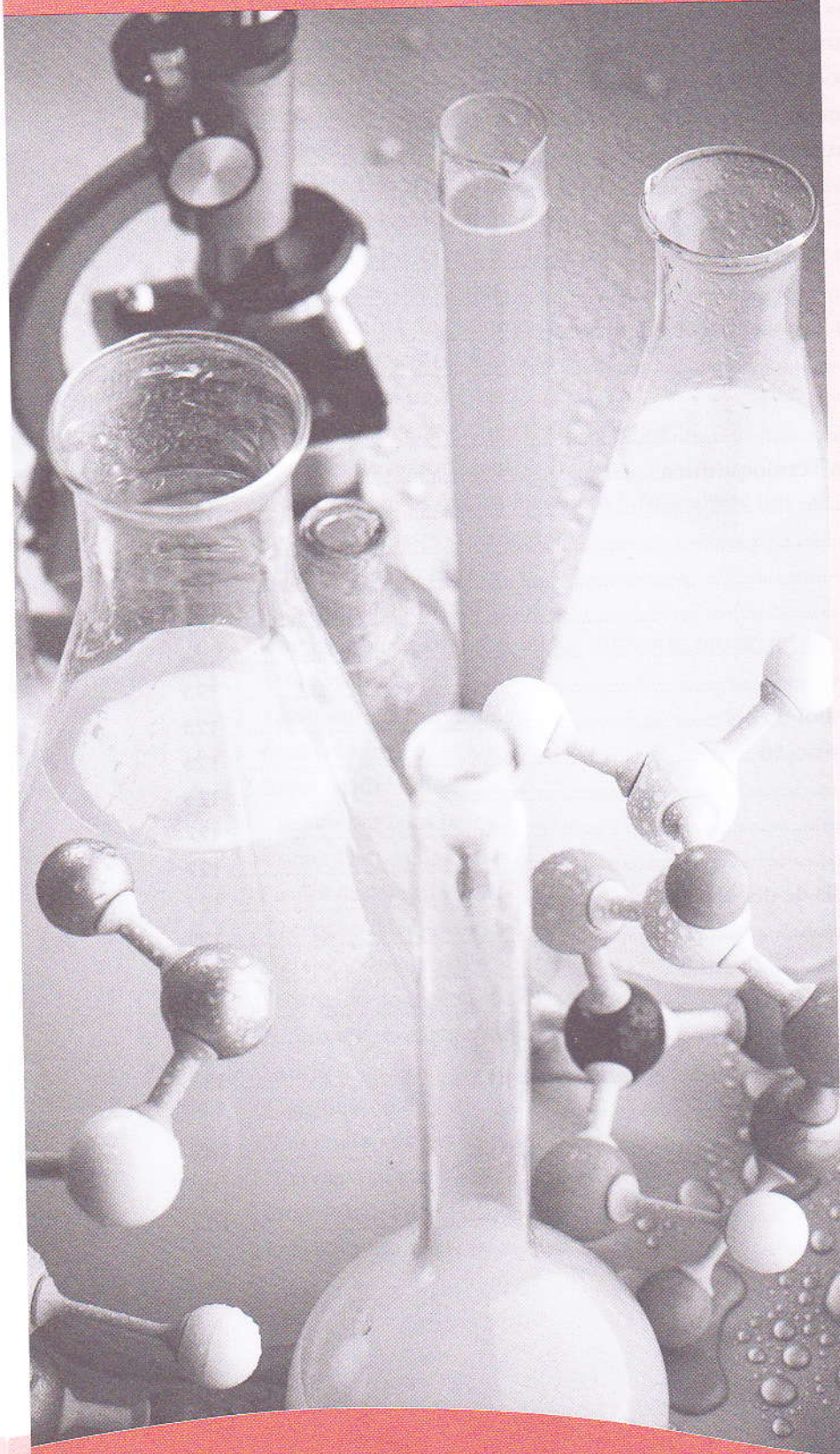
	Pág.
Unidade 2 Estrutura atômica	28
1. Estrutura atômica	29
1.1 Radioactividade	30
1.1.1 Um pouco da sua história	30
1.2 Experiência de Rutherford	31
1.2.1 Modelo atômico de Rutherford	32
1.3 Postulados de Bohr	33
1.3.1 Primeiro Postulado de Bohr	33
1.3.2 Segundo Postulado de Bohr	33
1.4 Partículas fundamentais do átomo	35
1.4.1 Características dos átomos dos diferentes elementos químicos	35
1.4.1.1 Número atômico (Z)	35
1.4.1.2 Número de massa (A)	35
1.5 Semelhanças atômicas	36
1.5.1 Isótopos	36
1.5.1.1 Massa isotópica	36
1.5.2 Isóbaros	37
1.5.3 Isótonos	37
2. Mecânica quântica: modelo das orbitais atômicas	38
2.1 Números quânticos	38
2.1.1 Níveis energéticos	39
2.1.2 Subníveis de energia	39
2.1.3 Orbitais	40
2.1.4 Spin	40
2.2 Distribuição electrónica. Diagrama de Pauling	41
2.2.1 Alguns termos úteis	41
2.2.2 Princípio de exclusão de Pauli	41
2.2.3 Princípio da energia mínima	41
2.2.4 Regra de Hund	41
2.2.5 Diagrama de Pauling	42
Unidade 3 Tabela Periódica	48
1. Importância da Tabela e da Lei Periódica de Mendeleev	49
2. Características da Tabela Periódica moderna	50
2.1 Períodos	52
2.2 Grupos ou famílias	52
3. Configuração electrónica dos elementos ao longo da classificação periódica	53
4. Propriedades periódicas dos elementos	54
4.1 Raio atômico	54
4.2 Raio iónico	54
4.3 Energia de ionização	55

	Pág.
4.4 Electronegatividade.....	55
4.5 Afinidade electrónica.....	55
5. Relação entre a distribuição electrónica e as propriedades químicas dos elementos	56
<hr/>	
Unidade 4 Ligação química.....	62
1. Estrutura de Lewis.....	63
2. Tipos de ligação química.....	64
2.1 Ligação covalente.....	64
2.1.1 Ligação covalente apolar.....	65
2.1.2 Ligação covalente dativa.....	66
2.1.3 Ligação covalente polar.....	66
2.1.4 Rede atómica.....	67
2.2 Ligação iónica. Cristais iónicos.....	68
2.2.1 Cristais iónicos.....	69
2.2.2 Equações iónicas.....	69
2.3 Polaridade das moléculas de um composto químico.....	69
2.4 Principais propriedades dos compostos iónicos e dos compostos covalentes.....	70
2.5 Forças intermoleculares.....	70
2.5.1 Interações dipolo-dipolo.....	71
2.5.2 Forças de dispersão de London.....	71
2.5.3 Ligação por pontes de hidrogénio.....	71
2.6 Ligação metálica.....	72
2.6.1 Propriedades físicas dos metais.....	73
2.6.2 Ligas metálicas.....	73
2.6.2.1 Principais ligas.....	74
2.6.3 Outras propriedades.....	74
2.6.3.1 Aderência entre metais.....	74
2.6.3.2 Soldadura.....	74
2.7 Metais importantes da indústria moçambicana.....	75
2.8 Gestão de resíduos sólidos.....	76
<hr/>	
Unidade 5 Classes principais dos compostos inorgânicos.....	82
1. Óxidos.....	83
1.1 Definição, classificação e nomenclatura.....	83
1.1.1 Definição.....	83
1.1.2 Classificação.....	83
1.1.3 Nomenclatura.....	84
1.2 Propriedades químicas dos óxidos.....	85
1.2.1 Óxidos básicos.....	85
1.2.1.1 Reacções químicas mais importantes.....	85
1.2.2 Óxidos ácidos.....	85

	Pág.
1.2.2.1 Reacções químicas mais importantes.....	86
1.2.3 Óxidos anfóteros.....	86
1.2.4 Peróxidos e superóxidos	87
1.2.4.1 Peróxidos.....	87
1.2.4.1.1 Propriedades químicas.....	87
1.2.4.2 Superóxidos.....	87
1.3 Métodos de obtenção dos óxidos.....	88
2. Ácidos	89
2.1 Teoria de Dissociação Electrolítica de Arrhenius.....	89
2.1.1 Electrólitos fortes: ácidos fortes.....	89
2.1.2 Electrólitos fracos: ácidos fracos.....	90
2.2 Classificação dos ácidos.....	91
2.3 Nomenclatura dos ácidos.....	92
2.4 Principais reacções químicas	92
2.4.1 Reacções com os metais.....	92
2.4.1.1 Série de actividade química dos metais.....	92
2.4.2 Reacções de neutralização.....	92
2.4.3 Reacções com os óxidos metálicos formando-se um sal e água.....	92
2.4.4 Reacções de bases com ácidos.....	92
2.4.4.1 Com um ácido forte.....	92
2.4.4.2 Com um ácido fraco.....	93
2.5 Obtenção industrial dos ácidos sulfúrico, nítrico e clorídrico.....	93
2.5.1 Ácido sulfúrico.....	93
2.5.2 Ácido nítrico.....	94
2.5.3 Ácido clorídrico.....	94
3. Bases. Hidróxidos	95
3.1 Classificação das bases.....	96
3.2 Nomenclatura das bases.....	96
3.3 Propriedades químicas.....	96
3.4 Obtenção dos hidróxidos	97
3.5 Obtenção industrial e aplicação de NaOH e Ca(OH) ₂	97
3.5.1 Hidróxido de sódio (NaOH).....	98
3.5.2 Hidróxido de cálcio [Ca(OH) ₂].....	98
4. Sais	98
4.1 Classificação dos sais.....	99
4.2 Nomenclatura dos sais.....	100
4.3 Obtenção dos sais.....	101
4.4 Propriedades e utilizações mais importantes dos sais	101
5. Reacções em solução aquosa (resumo)	101

	Pág.
Unidade 6 Soluções	108
1. Soluções. Constituição das soluções	109
1.1 Constituição de uma solução	110
2. Solubilidade	110
2.1 Fenómeno da saturação de uma solução	111
2.1.1 Factores de que depende a solubilidade.....	111
2.1.1.1 Solubilidade de gases em líquidos.....	113
3. Concentração de uma solução.....	113
3.1 Concentração molar.....	113
3.2 Normalidade (<i>N</i>).....	114
3.2.1 Concentração percentual (%).....	115
4. Preparação de soluções.....	116
4.1 Preparação de soluções dada a concentração em massa.....	116
5. Diluições	116
Unidade 7 Termoquímica	122
1. Conceitos fundamentais da Termoquímica.....	123
1.1 Energia interna (<i>U</i>).....	123
1.2 Temperatura	123
1.3 Entalpia	124
1.4 Reacções endotérmicas	124
1.5 Reacções exotérmicas.....	124
2. As equações termoquímicas.....	125
2.1 Factores que influenciam o valor do ΔH	125
2.2 Alguns tipos de entalpias de reacção.....	126
2.2.1 Entalpia-padrão.....	126
2.2.2 Entalpia de formação	127
2.2.3 Entalpia de combustão	127
2.2.4 Calor de dissolução ou entalpia de dissolução.....	127
2.3 Diagramas de energia.....	127
3. Lei de Hess	127
3.1 A Lei de Hess e as entalpias de formação	128
Auto-avaliação	134
Experiências	143
Soluções	153

Conceitos fundamentais



No final desta unidade, deverás ser capaz de:

- descrever as características do método científico;
- explicar o esquema de classificação da matéria;
- distinguir uma substância pura de uma mistura;
- descrever os métodos de separação de misturas homogêneas e heterogêneas;
- aplicar as regras de higiene e segurança na realização de experiências químicas;
- realizar experiências sobre métodos de separação de uma mistura;
- aplicar as Leis da Conservação da Massa, da Proporção Fixa e de Avogadro no cálculo estequiométrico;
- identificar e interpretar os fenômenos físicos e químicos;
- classificar as reacções químicas usando os vários critérios.

Introdução

Ao estudar as propriedades das substâncias, bem como as ações mútuas entre elas, assim como os processos para a obtenção de substâncias a partir de outras (por exemplo, a obtenção da cerveja a partir de cereais, a obtenção do papel a partir da madeira, etc.), a Química dá-nos cada vez maior qualidade de vida.

A indústria química assume a liderança da economia mundial, contribuindo para o desenvolvimento de outros ramos, como o alimentar, o pesqueiro, o farmacêutico, o têxtil, o aeronáutico, o militar, etc.

É importante que se faça um esforço para que a Química seja usada para o bem da Humanidade.

1. A Química como ciência

A Química é uma ciência da Natureza que se ocupa do estudo das propriedades e da composição de diferentes substâncias, das suas transformações, dos processos da sua obtenção, da descoberta de novas substâncias e das leis que regem os fenómenos químicos.

Como as outras ciências, a Química baseia-se no método científico, que se exemplifica em seguida.

Em primeiro lugar é necessário começar por definir um problema: Será que a água do duche, que sai da torneira e é tratada com cloro, seca o cabelo e retira-lhe o brilho?

A etapa seguinte consiste em realizar diferentes experiências fazendo observações cuidadosas e recolhendo dados sobre o nosso sistema (cabelos lavados com água da torneira tratada com cloro).

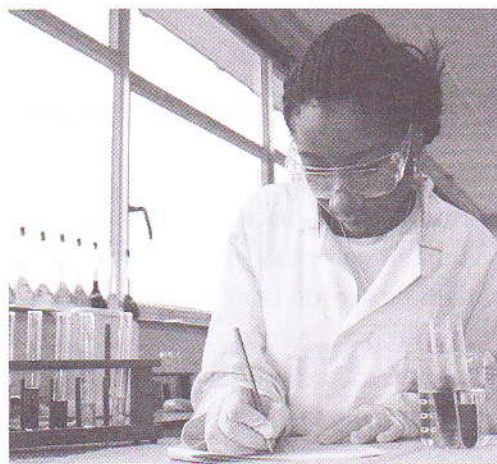
A informação, proveniente dos dados, pode ser qualitativa (brilho e secura do cabelo) ou quantitativa e conduzirá à formulação de uma hipótese (tentativa de explicar um conjunto de observações).

Será necessário um conjunto de experiências futuras, em outros locais, com outro tipo de cabelos, lavados sempre com água tratada com cloro, para verificar a hipótese formulada anteriormente e, no final, fazer a avaliação dos resultados.

As conclusões finais sobre o estudo realizado resultam numa regra geral, numa lei, formulada matematicamente ou não.

O método científico apresenta, como exemplificado acima, as seguintes características:

- Definição de um problema:
 - observação de fenómenos naturais;
 - recolha de dados para o estudo;
 - formulação de hipóteses;
 - experimentação para verificar a validade das hipóteses;
 - avaliação de resultados experimentais;
 - conclusão sobre o estudo realizado.



..... Figura 1: A Química baseia-se no método científico.

1.1 Propriedades das substâncias

As propriedades gerais da matéria são propriedades que todos os materiais apresentam, como, por exemplo, a impenetrabilidade (dois corpos não podem ocupar, ao mesmo tempo, o mesmo espaço), a inércia (mede a massa do corpo operacionalmente), o volume (mede o espaço que o corpo ocupa), etc.

As **propriedades físicas** podem ser medidas e observadas sem que a composição da substância varie. São exemplos: a cor, o brilho, o cheiro, a densidade, etc.

As **propriedades químicas**, por vezes denominadas funcionais, descrevem o comportamento químico das substâncias quando postas em contacto com outras (podendo reagir, ou não, quimicamente). Assim, as substâncias apresentam propriedades diferentes se forem ácidos, bases, sais, álcoois, etc. Por exemplo, o amoníaco é uma base, o que lhe confere um determinado comportamento químico, característico das bases.

1.2 Matéria e sua classificação

Matéria (ou materiais) é tudo aquilo que possui massa e ocupa um certo volume (um lugar no espaço). A matéria é feita de substâncias ou de misturas de substâncias e estas últimas classificam-se em homogéneas e heterogéneas.

Na Química, a matéria é classificada em categorias consoante a sua composição e propriedades, o que inclui as substâncias, as misturas, os elementos e os compostos, bem como as moléculas e os átomos.

1.2.1 Transformações da matéria

As transformações da matéria podem ser temporárias ou definitivas. Recebem o nome do fenómeno a que dizem respeito, podendo ser químicas (definitivas) ou físicas (temporárias).

Os **fenómenos físicos** não causam alterações na estrutura da matéria (por exemplo, a passagem de água líquida para a água sólida quando há a formação de gelo).

Os **fenómenos químicos** causam modificações na estrutura da matéria, implicando reacções químicas (por exemplo, a queima de uma tábua de madeira).

2. Métodos de separação de misturas

Dá-se o nome de mistura a uma associação de duas ou mais substâncias diferentes cujas estruturas permanecem inalteradas, isto é, quando não ocorre reacção química entre elas.

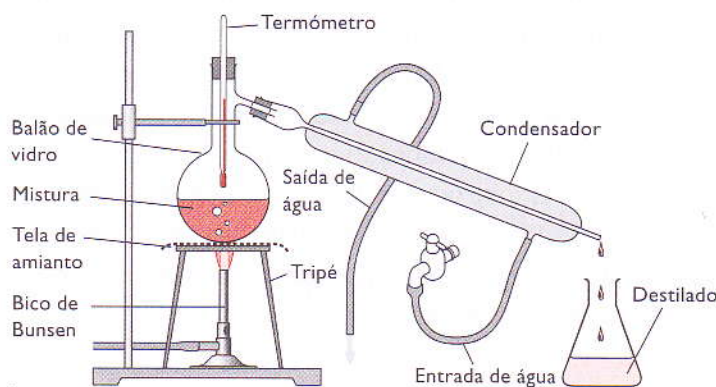
A maior parte das substâncias na Natureza ocorre sob a forma de mistura, cujas propriedades variam de acordo com as proporções dos seus constituintes. Em muitos processos químicos de aplicação prática é necessário usar substâncias puras. Muitas destas substâncias são obtidas por diferentes métodos de separação que se baseiam na diferença de propriedades físicas e químicas dos constituintes da mistura. De seguida vamos analisar alguns desses métodos.

2.1 Destilação simples

Este método é frequentemente usado para separar misturas de substâncias sólidas dissolvidas em líquidos ou de misturas de substâncias líquidas com diferentes pontos de ebulição, isto é, separa uma substância volátil, que se evapora facilmente, de uma que não é volátil. Utiliza processos básicos de ebulição e de condensação, sendo muito utilizado para purificar líquidos.

Exemplos de aplicação: A água pode ser purificada por destilação simples quando as impurezas são sólidas. A água impura é aquecida até à ebulição; depois, o vapor de água é recolhido e arrefecido. À medida que arrefece, o vapor condensa, formando a água destilada, que deixa para trás as impurezas.

A destilação simples é utilizada, também, para concentrar aguardente. O resultado é uma aguardente com uma percentagem mais elevada de álcool do que a mistura inicial de álcool e água. O álcool começa a destilar primeiro porque possui um ponto de ebulição inferior ao da água. Enquanto o álcool estiver a destilar, e os 100 °C não forem atingidos, a água não entra em ebulição.



..... Figura 2: Aparelho de destilação.

2.2 Cromatografia

Em Química, o termo «cromatografia» envolve um conjunto de técnicas de separação dos diferentes constituintes de uma mistura. A cromatografia tem por base a passagem de uma mistura através de duas fases: uma estacionária e outra móvel. A grande variedade de combinações entre a fase móvel e a fase estacionária faz com que existam várias técnicas cromatográficas.

O nosso estudo irá recair apenas sobre duas dessas técnicas: cromatografia de papel e cromatografia em camada fina.

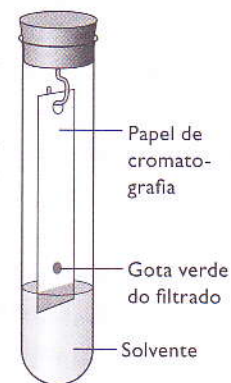
2.2.1 Cromatografia de papel

É uma técnica de partição, pois utiliza dois líquidos (fases). A fase estacionária é um líquido que é suportado nos poros de uma tira de papel.

A fase móvel é um líquido onde estão dissolvidos os diferentes constituintes da mistura. Desloca-se por capilaridade através da fase estacionária ou por acção gravítica.

Os diferentes constituintes são separados por possuírem diferentes solubilidades nas duas fases líquidas, progredindo no papel a velocidades diferentes.

Exemplo de aplicação: Esmagando folhas de uma planta verde obtemos uma solução, em acetona ou metanol, de clorofilas cujos constituintes podem ser separados colocando uma gota dessa solução numa tira de papel cromatográfico.



..... Figura 3: Cromatografia de papel.

Adicionando um pouco de água sobre a gota, observa-se, após algum tempo, bandas de diferentes cores no papel (diferentes tons de verde e amarelo), a diferentes alturas, o que indica os diferentes tipos de clorofilas, tal como ilustra a figura 3 (na página anterior).

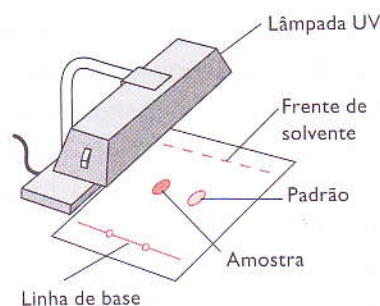
2.2.2 Cromatografia de camada fina

É uma técnica de adsorção entre um líquido e um sólido.

A fase estacionária é um sólido constituído por uma camada fina de sílica gel, celulose, ou alumina, suportada numa placa de vidro ou folha de alumínio.

A fase móvel é um líquido solvente dos diferentes constituintes da mistura que foram colocados numa extremidade da placa. A amostra é colocada na parte inferior da placa. Esta é introduzida num recipiente fechado. Um pouco de solvente é colocado no fundo do recipiente.

A fase móvel sobe por capilaridade e arrasta a substância menos adsorvida, com uma velocidade maior. Os diferentes constituintes são separados por serem adsorvidos de modo diferente pela fase estacionária.



..... Figura 4: Revelação com ultravioleta – cromatografia em camada fina (CCF).

2.2.3 Resumo das duas técnicas

Tipo de cromatografia	Fase estacionária	Fase móvel	Princípio de separação	Aplicação
Papel	Líquido	Líquido	Partição	Análise qualitativa e quantitativa de compostos polares
Camada fina	Sólido	Líquido	Adsorção	Análise qualitativa e separação em pequena escala

3. Linguagem química

Cada disciplina científica tem uma linguagem própria, usando, muitas vezes, palavras de origem grega ou latina. Por exemplo, na denominação dos elementos químicos, temos: raízes gregas para «ósmio» (*osma* = odor), «álvio» (raminho verde) e «hidrogénio» (*hydros* = água, *gennao* = produzo); e raízes latinas em «cobre» (*cuprum*), «chumbo» (*plumbum*), «césio» (*caesius* = céu azul) e «silício» (*silex* = pedra).

A linguagem química, aceite internacionalmente, estabelece símbolos, fórmulas e regras para escrever fórmulas químicas, reacções, etc. Essa linguagem constitui um modo de comunicar, quer entre os estudantes, quer entre os especialistas na área.

Na tabela da página seguinte estão indicados alguns símbolos de elementos químicos.



..... Figura 5: Na denominação dos elementos químicos são utilizadas palavras com raízes gregas e latinas.

Elemento	Símbolo químico	Elemento	Símbolo químico
Alumínio	Al	Magnésio	Mg
Árgon	Ar	Manganês	Mn
Chumbo	Pb	Mercurio	Hg
Cobalto	Co	Ouro	Au
Cobre	Cu	Oxigénio	O
Enxofre	S	Potássio	K
Estanho	Sn	Prata	Ag
Fósforo	P	Radão	Rn
Hélio	He	Ródio	Rh
Hidrogénio	H	Rubídio	Rb
Iodo	I	Sódio	Na

..... Tabela 1: Alguns símbolos de elementos químicos.

3.1 Conceito de elemento químico, composto e mistura

Elemento químico é o conjunto de átomos de um mesmo número atómico. Esta substância não pode ser decomposta em substâncias mais simples através de meios químicos.

Exemplo:

Co – cobalto.

Composto é uma substância que resulta da combinação de dois ou mais elementos.

Exemplo:

CO – monóxido de carbono.

Dá-se o nome de **mistura** a uma associação de duas ou mais substâncias diferentes cujas estruturas permanecem inalteradas, isto é, não ocorre reacção química entre elas.

Exemplo:

NaCl e H₂O – cloreto de sódio e água.

3.2 Reacções químicas

No nosso universo ocorrem várias transformações de substâncias. Umas levam muito tempo – reacções lentas (decomposição dos plásticos por agentes atmosféricos), outras duram apenas alguns instantes – reacções rápidas (combustão do gás natural no ar).

Este processo de combinação de substâncias, para formar novas substâncias com novas propriedades, denomina-se reacção química.

Todas as reacções químicas podem ser traduzidas por uma equação química, composta pelas fórmulas das substâncias que nela intervêm (átomos, moléculas, iões, etc.), assim como o seu estado físico.

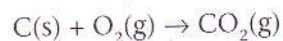
A fórmula química de um composto tem um significado qualitativo, pois indica de que composto se trata e os diferentes elementos químicos que intervêm. Tem ainda um significado quantitativo, pois indica as proporções (sempre fixas) em que esses elementos intervêm.

Do mesmo modo, a escrita de uma reacção através de uma equação química tem esses dois significados: qualitativo, indicando as diferentes substâncias que participam no processo, e quantitativo, indicando as proporções em que esses compostos participam nessa reacção.

Exemplo:

Reacção de combustão do carbono, no seio do oxigénio, originando dióxido de carbono.

Esta reacção é traduzida pela seguinte equação:



Reagentes → Produtos

Denominam-se **reagentes** as substâncias no lado esquerdo da equação química – C(s) e O₂(g) – e **produtos** da reacção as substâncias que aparecem no lado direito – CO₂(g).

Os reagentes são substâncias que, muitas vezes, iniciam a reacção química e que se vão transformar originando os produtos da reacção.

3.2.1 Tipos de reacções químicas

As reacções químicas podem classificar-se do seguinte modo, atendendo ao número de participantes: reacções de decomposição e de síntese.

3.2.1.1 Reacções de decomposição

Aquelas em que uma substância se divide noutras. Dependendo do agente causador, consideram-se:

- **Decomposição térmica:** o agente da decomposição é o calor, em geral obtido em fornos, a altas temperaturas.

Exemplo:

Decomposição do carbonato de cálcio (CaCO₃) em óxido de cálcio (CaO) e dióxido de carbono (CO₂). A equação química que traduz esta reacção escreve-se: $\text{CaCO}_3\text{(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{CaO(s)} + \text{CO}_2$

(Δ → símbolo que significa acção do calor)

- **Decomposição electrolítica:** o agente da decomposição é a energia eléctrica (electrólise).

Exemplo:

Decomposição da água (H₂O) nos seus constituintes, dihidrogénio (H₂) e dioxigénio (O₂).

A equação química que traduz a decomposição escreve-se: $2\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$

- **Decomposição fotolítica:** o agente da decomposição é a radiação (fotólise). Neste exemplo a radiação é do domínio da luz visível.

Exemplo:

Decomposição do brometo de prata (AgBr) em prata metálica (Ag) e dibromo (Br₂). A equação química que traduz a reacção escreve-se: $\text{AgBr(s)} \xrightarrow{\text{energia luminosa}} \text{Ag(s)} + \text{Br}_2\text{(l)}$

3.2.1.2 Reacções de síntese

Reacção química em que dois ou mais compostos originam um único composto (o que se pretende sintetizar).

Exemplo:

Síntese do amoníaco (NH₃) a partir dos seus constituintes: diazoto (N₂) e dihidrogénio (H₂).

A equação química que traduz a reacção escreve-se: $\text{N}_2\text{(g)} + 3\text{H}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{NH}_3\text{(g)}$

3.3 Balanço energético: reacções endotérmicas e reacções exotérmicas

3.3.1 Reacção endotérmica

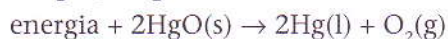
Reacção química que ocorre com absorção de energia, na forma de calor, proveniente do meio exterior. É preciso introduzir o reactor numa fornalha, aquecê-lo num bico de gás ou eléctrico, etc.

Exemplo:

Decomposição do óxido de mercúrio a altas temperaturas.

É necessário fornecer energia, como calor, ao óxido de mercúrio (HgO) para que este, a altas temperaturas, se decomponha em mercúrio (Hg) e liberte dioxigénio (O₂).

A equação química escreve-se:



3.3.2 Reacção exotérmica

Reacção onde a energia dos reagentes é maior do que a energia dos produtos da reacção. A diferença de energia é libertada para o exterior na forma de calor.

Se o reactor estiver termicamente isolado e a energia não puder sair para o exterior, a temperatura dentro do reactor sobe e será necessário, muitas vezes, arrefecer o reactor.

Exemplo:

A reacção entre o iodo (I₂) e o zinco (Zn), formando-se iodeto de zinco (ZnI₂), liberta energia na forma de calor para as vizinhanças.

A equação química escreve-se:



3.4 Tipo de partículas transferidas de um reagente para outro: reacções ácido-base e de oxidação-redução

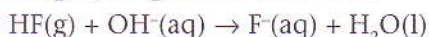
3.4.1 Reacções ácido-base

Neste tipo de reacção há transferência de um ou mais iões hidrogénio (H⁺) de uma espécie que o liberta para outra espécie que receba esse ião.

Exemplo:

Borbulhando o ácido fluorídrico (HF) numa solução aquosa contendo iões hidróxido (OH⁻) forma-se o ião fluoreto (F⁻) e água (H₂O).

A equação química escreve-se:



O ácido fluorídrico transferiu o ião H⁺ para o ião OH⁻.

A transferência de iões H⁺ é traduzida do seguinte modo:



e



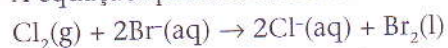
3.4.2 Reacções de oxidação-redução

Neste tipo de reacção há transferência de electrões de uma espécie para outra.

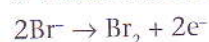
Exemplo:

Se fizermos borbulhar o gás dicloro (Cl_2) numa solução aquosa onde exista o ião brometo (Br^-), forma-se o dibromo (Br_2) aparecendo na solução aquosa iões cloreto (Cl^-).

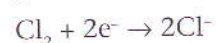
A equação química escreve-se:



A transferência de electrões é traduzida do seguinte modo:



e



O ião brometo perde electrões que são recebidos pelo dicloro. Nesse processo, o ião brometo transforma-se em dibromo, e o dicloro transforma-se em ião cloreto.

3.5 Tipos de compostos que intervêm. Reacções orgânicas e reacções inorgânicas

3.5.1 Reacções orgânicas

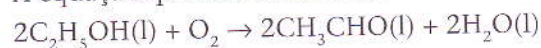
A palavra «orgânica» foi utilizada, no século XVIII, para descrever substâncias provenientes de seres vivos.

A química orgânica, hoje, engloba a maioria dos compostos de carbono e entre eles a maioria dos compostos que constituem os seres vivos. Nas reacções orgânicas entram compostos orgânicos (álcoois, cetonas, aldeídos, ésteres, ácidos orgânicos, gorduras, hidrocarbonetos, éteres, aminas, amidas, nitrocompostos, nitrilas, etc.)

Exemplo:

A oxidação do álcool etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) pelo dioxigénio (O_2) originando o acetaldeído (CH_3CHO) mais água (H_2O).

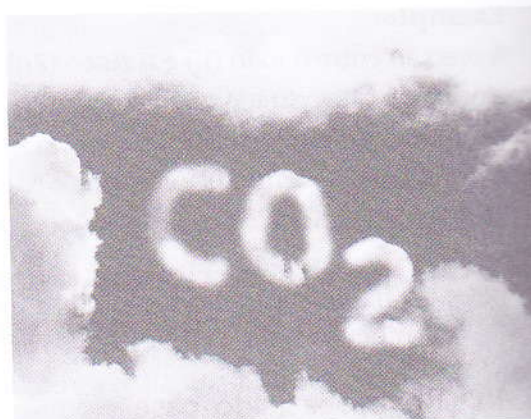
A equação química escreve-se:



3.5.2 Reacções inorgânicas

Nestas reacções entram apenas substâncias inorgânicas.

Todos os exemplos dados anteriormente, com excepção da reacção orgânica, são exemplos de reacções inorgânicas.



..... Figura 6: Nas reacções orgânicas entram compostos orgânicos, como o dióxido de carbono, o mais importante óxido do carbono e a chave da vida na Terra.

4. Cálculos estequiométricos

A estequiometria de uma reacção é a aritmética que permite realizar os cálculos de massa, volume, concentração, etc., das substâncias envolvidas nas reacções químicas.

Para assegurar os cálculos correctamente efectuados, devem respeitar-se determinados procedimentos.

Por exemplo:

- escrever a equação que traduz a reacção química;
- indicar os estados de agregação das espécies envolvidas;
- acertar a equação (calcular os coeficientes estequiométricos);
- escrever as massas dos compostos químicos envolvidos no problema proposto, tendo em conta a tabela de massas atómicas;
- converter as unidades sempre que necessário;
- estabelecer as proporções entre os dados retirados da equação e os dados reais de que dispomos;
- realizar os cálculos necessários;
- indicar as unidades das grandezas calculadas.

4.1 Massa atómica e massa molecular

O número de massa de um átomo (A) é o número total de partículas presentes no núcleo do átomo.

4.1.1 Massa atómica

A massa atómica do átomo de um elemento químico é a massa desse átomo expressa em unidades de massa atómica (u.m.a.).

O átomo de carbono-12 (^{12}C), com o número de massa $A = 12$, tem exactamente 12 u.m.a. e serve, por acordo internacional, de padrão.

Assim, 1 u.m.a. será a massa igual a $\frac{1}{12}$ da massa do carbono-12.

A massa atómica do átomo de ^1H é $A(^1\text{H}) = 1,008$ u.m.a.

4.1.2 Massa molecular

A massa molecular de um composto é a sua massa expressa em u.m.a.

4.1.3 Massa atómica e massa molecular relativa

Quer a massa atómica relativa (A_r), quer a massa molecular relativa (M_r), são expressas pelo mesmo número da massa atómica e da massa molecular, sem unidades.

Indicam o número de vezes que a massa é maior do que o padrão ($\frac{1}{12}$ da massa do carbono-12).

Exemplo 1:

As massas atómicas encontram-se tabeladas.

Assim $A_r(\text{Ca}) = 40$ ou simplesmente $\text{Ca} = 40$.

Exemplo 2:

É necessário determinar a massa molecular do trióxido de enxofre (SO_3) sabendo que as massas atômicas são $S = 32$ e $O = 16$.

SO_3 é uma molécula com 1 átomo de enxofre (S) e 3 átomos de oxigênio (O). Assim:

$$M_r(\text{SO}_3) = 32 + 3 \times 16 = 80$$

4.2 A mole. Massa molar

4.2.1 A mole

Como lidamos com quantidades de substâncias que se vêem a olho nu, elas contêm um número extraordinariamente grande de átomos. Foi necessário, por isso, criar uma unidade que contivesse um número muito grande de partículas (átomos, íons, moléculas, etc.).

A mole, de símbolo mol, é a unidade de quantidade de matéria, definida pelo sistema internacional de unidades (SI).

Uma mole de partículas contém sempre $6,022045 \times 10^{23}$ partículas.

Este número, muito grande, denomina-se número de Avogadro (N_A):

$$N_A = 6,022045 \times 10^{23}$$

Sempre que se pretende converter a u.m.a. em gramas e vice-versa, é necessário utilizar o número de Avogadro.

1 mol de moléculas de água são $6,022045 \times 10^{23}$ moléculas de água.

Tal como 1 dúzia de laranjas são 12 laranjas e 1 grossa de lápis são 144 lápis (12 dúzias).

Exemplo:

Uma mole de átomos de cálcio tem a massa de 40 g.

Quantos átomos de cálcio existem em 80 g de cálcio?

$$A(\text{Ca}) = 40 \text{ u.m.a.}$$

80 g de cálcio, sendo o dobro de 40 g, corresponde a 2 mol de átomos de cálcio.

$$1 \text{ mol de átomos} \leftrightarrow 6,022045 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$2 \text{ mol de átomos} \leftrightarrow n$$

$$n = 12,04409 \times 10^{23} \text{ átomos de cálcio}$$

4.2.2 Massa molar (M)

Verifica-se que 1 mol de átomos de carbono-12 tem exactamente a massa de 12 g e contém, como vimos, o número de Avogadro de átomos.

A massa molar do carbono-12 é, pois, 12 g:

$$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$$

Pode, assim, estabelecer-se uma relação entre a massa, m (em gramas) de um composto, a respectiva massa molar (M) e o número de moles do composto, n .

$$\text{Essa relação escreve-se } M = \frac{m}{n}$$

Exemplo:

Qual a massa, expressa em gramas, de 3 moles de água?

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

$$\text{Como } M = \frac{m}{n}, m = n \times M, \text{ logo } M = 3 \times 18 = 54 \text{ g.}$$

4.3 Lei de Avogadro. Volume molar

4.3.1 Lei de Avogadro

Volumes iguais, de gases diferentes, medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura contêm o mesmo número de moléculas.

4.3.2 Volume molar

É o volume ocupado por uma mole de um gás.

Nas condições normais de pressão e temperatura (PTN) uma mole de um gás ocupa o volume de 22,4 L.

Exemplo 1:

Qual a massa e o volume (em condições PTN) ocupado por:

- duas moles de dióxido de carbono [$\text{CO}_2(\text{g})$]?
- duas moles de dióxido de carbono [$\text{CO}_2(\text{g})$]?

Considera $\text{O} = 16$, $\text{C} = 12$

Resolução:

$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$ e $M(\text{CO}_2) = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$

Uma vez que

$$m = n \times M,$$

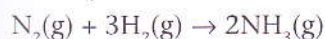
$$m(\text{O}_2) = 2 \times 32 = 64 \text{ g e } m(\text{CO}_2) = 2 \times 44 = 88 \text{ g}$$

Como os gases contêm o mesmo número de moles, ocupam o mesmo volume (lei de Avogadro), estando à pressão e temperatura normais:

$$V(\text{O}_2) = V(\text{CO}_2) = 2 \times 22,4 = 44,8 \text{ L}$$

Exemplo 2:

A reacção de síntese do amoníaco em fase gasosa escreve-se:



Lendo a reacção química em termos de volumes se os reagentes e produtos estiverem a PTN, os volumes dos gases que intervêm são directamente proporcionais ao número de moles presentes.

Quando $3 \times 22,4 = 67,2 \text{ L}$ de dihidrogénio reagem com $22,4 \text{ L}$ de diazoto dão origem a $2 \times 22,4 = 44,8 \text{ L}$ de amoníaco.

O volume dos reagentes é, pois, o dobro do volume dos produtos da reacção.

4.4 Lei de Proust: lei das proporções múltiplas

Lei de Proust: numa certa massa de um composto químico, a massa dos diferentes elementos está presente em proporções fixas, independentemente da forma como a substância foi obtida.

Exemplo:

Determina a massa de oxigénio e de carbono em 220 g de dióxido de carbono (CO_2).

$\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$

Resolução:

$$m(\text{CO}_2) = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$

44 g de CO_2 contêm 12 g de C e 32 g de O.

Podemos escrever as seguintes proporções, de acordo com a Lei de Proust:

$$\frac{\text{massa de oxigénio}}{\text{massa de carbono}} = \frac{32 \text{ g}}{12 \text{ g}} = \frac{8}{3}$$

e

$$\frac{\text{massa de dióxido de carbono}}{\text{massa de carbono}} = \frac{44 \text{ g}}{12 \text{ g}} = \frac{11}{3}$$

e

$$\frac{\text{massa de dióxido de carbono}}{\text{massa de oxigénio}} = \frac{44 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{11}{8}$$

De acordo com as proporções escritas, obtém-se:

$$\frac{11}{3} = \frac{220}{m(\text{C})}, m(\text{C}) = \frac{220 \times 3}{11} = 60 \text{ g}$$

e

$$\frac{8}{3} = \frac{m(\text{O})}{60}, m(\text{O}) = \frac{8 \times 60}{3} = 160 \text{ g}$$

4.5 Lei de Lavoisier

Lei de Lavoisier: numa reacção química, nenhuma quantidade de massa é criada ou perdida.

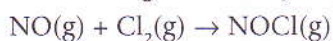
Daí que as equações químicas devem estar acertadas, com recurso ao cálculo dos coeficientes estequiométricos, de modo a mostrar que a massa dos reagentes é sempre igual à massa dos produtos da reacção.

Para o acerto das equações que não contenham iões (é necessário acertar a carga eléctrica, para além das massas), são válidos os seguintes passos:

- acertar os átomos dos metais (se os houver);
- acertar os átomos dos não-metais, com excepção dos de oxigénio e hidrogénio;
- acertar os átomos de hidrogénio;
- verificar se o número de átomos de oxigénio está correcto.

Exemplo:

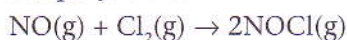
Acerta a seguinte reacção química:



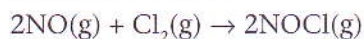
Reagentes	N.º de moles	Produtos	N.º de moles
N	1	N	1
Cl	2	Cl	1
O	1	O	1

Para acertar os átomos de cloro é necessário que existam duas moles de NOCl.

A equação ficará:



Os átomos de azoto não ficaram certos; para isso é necessário ter duas moles de NO. Assim:



A equação está acertada.

Reagentes	N.º de moles	Produtos	N.º de moles
N	2	N	2
Cl	2	Cl	2
O	2	O	2

Exercícios

1. Identifica os fenómenos químicos e os fenómenos físicos:
 - a) combustão de petróleo no fogão a petróleo;
 - b) queda de granizo;
 - c) formação da ferrugem;
 - d) inspiração.

2. Identifica a transformação que não representa um fenómeno químico (assinala com X):
 - a) obtenção de amoníaco a partir de duas componentes;
 - b) oxidação do hidrogénio;
 - c) obtenção de oxigénio líquido a partir do ar atmosférico;
 - d) queima do papel.

3. Os seguintes fenómenos são físicos ou químicos? Justifica.
 - a) Partir do pão.
 - b) Digestão do alimento no estômago.

4. Classifica as misturas que se seguem:
 - a) água do mar;
 - b) leite e azeite;
 - c) coca-cola;
 - d) leite;
 - e) enxofre e limalha de ferro.

5. Indica as técnicas que utilizarias para separar:
 - a) água de álcool;
 - b) açúcar e areia.

6. Combinando 60 g de carbono com gás dihidrogénio forma-se 75 g de etano (C_2H_6).
 - 6.1 Qual é a massa de etano formado a partir de 12 g de dihidrogénio?
 - 6.2 Qual é a massa de etano formado a partir de 9,6 g de carbono?
 - 6.3 Qual é o reagente em excesso, usando 180 g de carbono e 50 g de dihidrogénio, para se formar etano?

7. Exercita o acerto de equações completando, se for necessário:
 - a) $Mg(g) + O_2(g) \rightarrow$
 - b) $Zn(s) + HCl(aq) \rightarrow H_2(g)$
 - c) $SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow$
 - d) $CaO(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow$
 - e) $MgO(s) + H_2O(l) \rightarrow$

8. Calcula o número de átomos que há em:
 - a) 0,5 mol de potássio (K);
 - b) 46,0 g de sódio (Na).
 Considera $K = 39,1$ e $Na = 23$.

9. Quantas moles de ferro se produzem a partir de 50 kg de óxido de ferro III (Fe_2O_3) puro?

Exercícios complementares

1. Indica a mudança de estado que ocorre em cada uma das situações seguintes:

- Cheiro de um perfume contido num recipiente.
- Manteiga a derreter numa frigideira.
- Formação de orvalho nas plantas.
- Produção de vapores a partir de «gelo seco».
- Formação de geada.

2. Analisa a tabela seguinte, em que se apresentam determinadas propriedades físicas de algumas substâncias, à pressão de 760 mmHg.

Substância	Ponto de fusão/°C	Ponto de ebulição/°C
Ácido acético	16,6	118,1
Água	0	100
Benzeno	5,5	80,0
Bromo	-7,1	58,8
Cloreto de sódio	801	1473
Ferro	1530	3000
Metano	-182,5	-161,5
Oxigénio	-218,8	-183,0

2.1 Indica a(s) substância(s) que à temperatura de 600 °C está(estão) no:

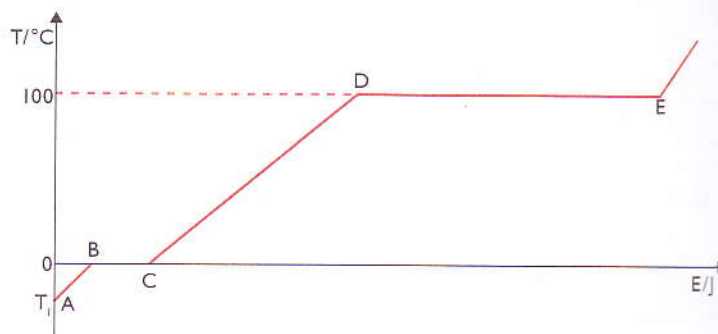
- estado sólido;
- estado líquido;
- estado gasoso.

3. Quando se fornece energia a uma substância, mantendo-se a pressão constante, nem sempre há aumento de temperatura. Observa o gráfico da figura, que representa como varia a temperatura de uma amostra de massa, m , em kg, com a energia, E , que lhe é transferida, à pressão de 1 atm.

3.1 Indica o efeito provocado pela energia recebida pela substância nas fases A e B, B e C e C e D.

3.2 Trata-se de uma substância pura ou de uma mistura de substâncias? Justifica a tua resposta.

3.3 Identifica a substância em causa com base nas suas propriedades físicas.



Exercícios complementares

4. Classifica as seguintes transformações em químicas (Q) ou físicas (F):
- | | |
|--|--------------------------|
| a) o amadurecimento da fruta; | <input type="checkbox"/> |
| b) o azedar do leite; | <input type="checkbox"/> |
| c) a formação de fios de cobre a partir de uma barra; | <input type="checkbox"/> |
| d) a obtenção do cloreto de sódio a partir da água do mar; | <input type="checkbox"/> |
| e) o fritar de um ovo; | <input type="checkbox"/> |
| f) o partir de um vidro de uma janela; | <input type="checkbox"/> |
| g) o enferrujamento do ferro de uma vedação; | <input type="checkbox"/> |
| h) a mudança de cor das folhas das árvores no Outono. | <input type="checkbox"/> |
5. Indica as propriedades que são físicas e as que são químicas na seguinte descrição do elemento alumínio.
- «O alumínio é um metal de cor prateada que se dissolve numa solução alcalina libertando um gás. Pode ser isolado de uma mistura fundida de alumina e criolite, fazendo passar uma corrente eléctrica. O metal tem uma densidade de $2,70 \text{ g/cm}^3$, funde a $660 \text{ }^\circ\text{C}$ e entra em ebulição a $2467 \text{ }^\circ\text{C}$. O alumínio é vaporizado em vácuo e depositado numa superfície uniforme para produzir espelhos para os mais variados fins.»
6. Considera as seguintes amostras: granito, água do mar, sumo de manga, cloreto de sódio, oxigénio, ar, alumínio e bronze.
- 6.1 Indica:
- | | |
|------------------------------|---------------------------------|
| a) as misturas homogéneas; | e) as soluções em fase líquida; |
| b) as misturas heterogéneas; | f) as soluções em fase gasosa; |
| c) as substâncias puras; | g) as soluções em fase sólida. |
| d) as soluções aquosas; | |
7. Classifica cada entidade apresentada a seguir em: substância elementar, substância composta ou mistura de substâncias.
- | | |
|-------------------------|---------------------|
| a) Água destilada. | e) Açúcar de cana. |
| b) Cobre. | f) Bronze. |
| c) Dióxido de carbono. | g) Diamante. |
| d) Ouro de 14 quilates. | h) Ácido sulfúrico. |
8. Uma garrafa de água de 1 litro tem 8,7 mg de iões cloreto.
- 8.1 Qual é a quantidade (n° de moles) de iões cloreto presentes nessa garrafa de água?
- 8.2 A mesma garrafa de água contém 10,3 mg de iões sódio, o que corresponde a $4,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$ de iões. Determina a massa molar dos iões sódio.
- 8.3 A mesma garrafa de água contém ainda $1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$ de iões cálcio. Qual é a massa de iões cálcio?

Exercícios complementares

9. O volume molar para qualquer gás, nas condições PTN, é $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.
- 9.1 Qual é o significado desta afirmação?
 - 9.2 Indica o volume de 2 mol de $\text{CO}_2(\text{g})$.
 - 9.3 Indica o volume de 2 mol de $\text{O}_3(\text{g})$.
 - 9.4 Que quantidade de gás existe num volume de 10 dm^3 , nas condições PTN?
 - 9.5 Qual é a densidade de um gás, nas condições PTN, cuja massa molar é $M(\text{gás}) = 17 \text{ g/mol}$?
10. Os óxidos de enxofre, azoto e carbono são os principais responsáveis pela formação das chuvas ácidas. O dióxido de enxofre é lançado na atmosfera através da combustão dos compostos de enxofre.
- 10.1 Escreve a equação química que traduz a reacção de combustão do enxofre originando o dióxido de enxofre.
 - 10.2 Faz a leitura da equação em termos de quantidade química de substância.
 - 10.3 Quantas moles de dióxido de enxofre se formam por combustão completa de 0,5 moles de enxofre?
 - 10.4 Qual é a massa de enxofre necessária para se produzirem $44,8 \text{ dm}^3$ de dióxido de azoto em condições de PTN?
11. O dióxido de carbono, CO_2 ($M = 44,0 \text{ g mol}^{-1}$), é o componente minoritário de maior concentração no ar atmosférico.
- 11.1 Considera V o volume de uma amostra de ar, m a massa de CO_2 nela contida e V_m o volume molar de um gás. Escreve uma expressão que permita calcular a percentagem em volume de dióxido de carbono no ar atmosférico.
12. A formação do amoníaco é feita por reacção entre o azoto e o dihidrogénio em condições de pressão e temperatura ajustadas ao processo.
- 12.1 Escreve a equação que traduz essa reacção.
 - 12.2 Qual das seguintes opções se refere ao processo de formação do amoníaco?

a) Combustão.	<input type="checkbox"/>	c) Ácido-base.	<input type="checkbox"/>
b) Decomposição.	<input type="checkbox"/>	d) Síntese.	<input type="checkbox"/>
 - 12.3 Classifica os reagentes e os produtos desta reacção em substâncias elementares e substâncias compostas.
13. A fórmula química da sacarose, o açúcar comum, é $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
- 13.1 Quantos elementos químicos entram na sua constituição?
 - 13.2 Quantos átomos de cada elemento há numa molécula de sacarose?
 - 13.3 Quantas moles de moléculas há num quilograma de açúcar comum?
 - 13.4 Quantas moles de átomos há num quilograma de açúcar?

Exercícios complementares

14. A massa atómica relativa do azoto, N, é 14 e a do oxigénio, O, é 16.

14.1 Qual é a massa molecular do dióxido de azoto?

14.2 Uma molécula de NO é quantas vezes mais pesada do que um átomo de hidrogénio?

14.3 Qual é a massa de uma amostra de NO com $6,02 \times 10^{23}$ moléculas, isto é, o número de Avogadro de moléculas?

15. A partir da tabela de massas atómicas, calcula as massas moleculares de:

a) SO_3 (trióxido de enxofre)

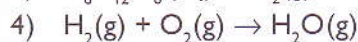
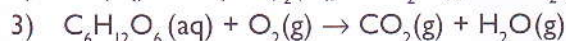
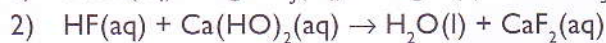
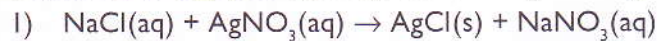
d) C_2H_6 (etano)

b) CO_2 (dióxido de carbono)

e) O_3 (ozono)

c) NH_3 (amoníaco)

16. Considera as reacções químicas traduzidas pelos seguintes esquemas:



16.1 Indica uma reacção de:

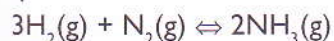
a) síntese;

c) ácido-base;

b) combustão;

d) precipitação.

17. O amoníaco, NH_3 , obtém-se industrialmente através do processo de Haber-Bosch, fazendo reagir, em condições apropriadas, hidrogénio e azoto gasosos. Este processo de formação do amoníaco ocorre em sistema fechado, em condições de pressão e temperatura constantes, na presença de um catalisador, de acordo com o equilíbrio representado pela seguinte equação química:



O gráfico representado em baixo traduz a variação do valor da constante de equilíbrio, K_c , para aquela reacção, em função da temperatura, T , no intervalo de 700 K a 1000 K.

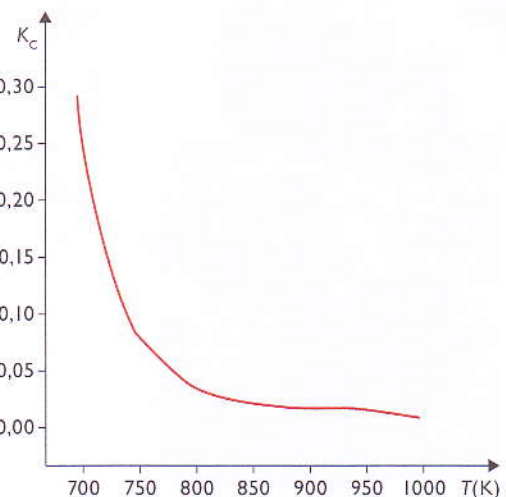
17.1 Sabendo que, quanto maior for o valor de K_c , maior é a quantidade de amoníaco produzida, diz se são verdadeiras (V) ou falsas (F) as seguintes afirmações:

a) O aumento de temperatura favorece o consumo de $\text{H}_2(\text{g})$ e $\text{N}_2(\text{g})$.

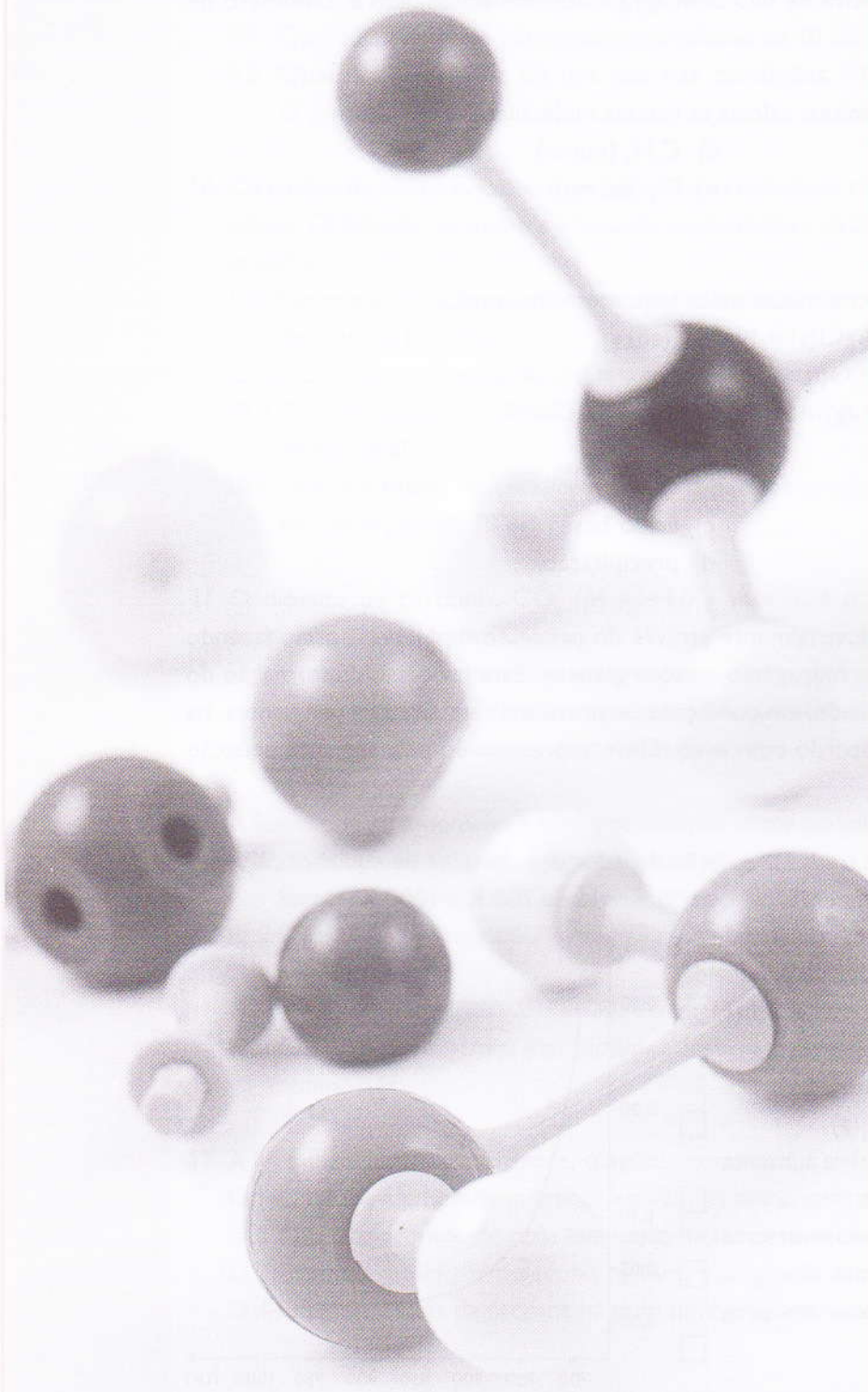
b) A diminuição de temperatura aumenta o rendimento da reacção.

c) A reacção evolui no sentido inverso se se diminuir a temperatura.

d) A produção de amoníaco é um processo exotérmico.



Estrutura atómica



No final desta unidade, deverás ser capaz de:

- identificar as partículas fundamentais do átomo;
- explicar os postulados de Bohr;
- aplicar a regra de Hund e o diagrama de Pauling na distribuição de electrões por subníveis de energia.

Introdução

Neste capítulo abordaremos os passos que os cientistas deram, dos finais do século XIX até à actualidade, ao tentar explicar o mundo microscópico, que ainda hoje está vedado à nossa observação directa (nunca ninguém viu um electrão, por exemplo).

Objectos muito pequenos não são explicados por modelos clássicos; assim, abordaremos o modelo quântico, hoje aceite, e o qual serviu de base para a criação de todas as aplicações tecnológicas do mundo da electrónica e da informática.

1. Estrutura atómica

Em finais do século XIX, o átomo foi definido com base na teoria atómica de Dalton (1766-1844) como a unidade base de um elemento químico, que entra na combinação química.

Ainda nessa época, William Crookes descobre o electrão, partícula carregada negativamente, mas, só no início do século XX, R. A. Millikan determina o valor da sua carga eléctrica.

Ficou estabelecido que os átomos contêm electrões, mas são electricamente neutros. Deste modo, cada átomo contém igual número de cargas positivas e negativas.

Em 1903, com J. J. Thomson, aparece o primeiro modelo atómico, denominado «modelo pudim de passas», onde o átomo ainda era considerado indivisível.

Os trabalhos de Rutherford (1871-1937) conduziram ao abandono do modelo de Thomson e ao aparecimento do novo modelo.

Em 1932, Chadwick descobre a existência de neutrões.

As partículas subatómicas estão descobertas. A tabela seguinte indica-as.

Partícula	Massa/g	Carga eléctrica/C
electrão	$9,1095 \times 10^{-28}$	$-1,6022 \times 10^{-19}$
protão	$1,67252 \times 10^{-24}$	$+1,6022 \times 10^{-19}$
neutrão	$1,67495 \times 10^{-24}$	0

..... Tabela 1: Partículas subatómicas e suas características.

As explicações teóricas de Niels Bohr (1885-1962) sobre a interpretação do espectro do átomo de hidrogénio levaram-no a apresentar um novo modelo atómico, colmatando algumas falhas existentes no modelo de Rutherford.

Os trabalhos de Schrödinger e Heisenberg revelaram novas incongruências no modelo de Bohr.

A partir de 1932, inicia-se uma nova era da ciência e uma nova maneira de encarar o mundo. Nasce a teoria quântica e o respectivo modelo quântico para o átomo.



..... Figura 1: Dalton.



..... Figura 2: Niels Bohr.

1.1 Radioactividade

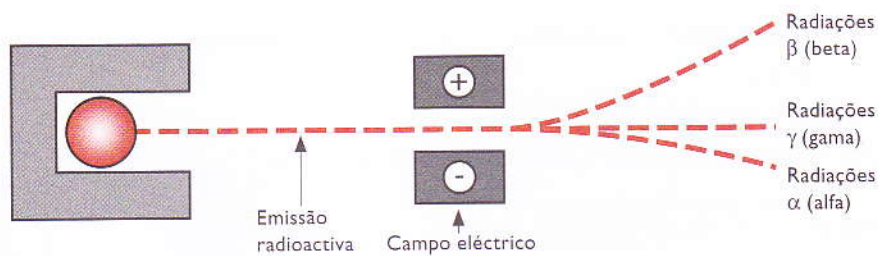
Quando o núcleo de um átomo não é estável, desintegra-se noutra núcleo mais estável emitindo radiação electromagnética de alta energia ou partículas subatómicas como electrões (partículas β) ou partículas alfa (α), que não são mais do que núcleos de átomos de hélio, constituídos por dois neutrões e dois protões.

1.1.1 Um pouco da sua história

Em 1895, Wilhem Röntgen observou que, quando os raios catódicos (partículas alfa) incidiam sobre vidro e metais, se produzia uma nova e estranha radiação. Esta era muito energética, atravessava com facilidade a matéria, não era desviada por campos magnéticos e não era constituída por partículas carregadas. Por não saber qual a sua natureza, Röntgen chamou-lhes raios X. Posteriormente, veio a verificar que se tratava de radiação electromagnética de alta energia.

Pouco depois, em 1896, Antoine Becquerel, professor de Física, em Paris, verificou casualmente que um certo composto de urânio escurecia as chapas fotográficas que se encontravam protegidas da luz, sem a necessidade de fazer incidir nelas raios catódicos. Marie Curie, uma estudante de Becquerel, sugeriu, para este fenómeno, o nome de radioactividade. Qualquer elemento que, como o urânio, emite espontaneamente radiação, é dito radioactivo. Marie Curie e seu marido, Pierre Curie, identificaram e estudaram, mais tarde, outros elementos químicos, como o polónio e o rádio, com uma radioactividade ainda mais forte.

Em 1898, Ernest Rutherford verificou que algumas emissões radioactivas tinham comportamentos diferentes quando submetidas a um campo eléctrico, como mostra a figura 3.



..... Figura 3: Emissões radioactivas.

As radiações α (núcleos de átomos de hélio) são partículas positivas. As partículas β (electrões) são partículas negativas e a radiação X é uma radiação electromagnética de alta energia.

Os raios X, por serem radiação electromagnética, não são desviados. Os raios β , sendo partículas muito mais leves do que as partículas α , são muito mais desviados e, como têm carga eléctrica de sinal contrário ao das partículas α , são desviados em sentido oposto ao destas.

Curiosidade...

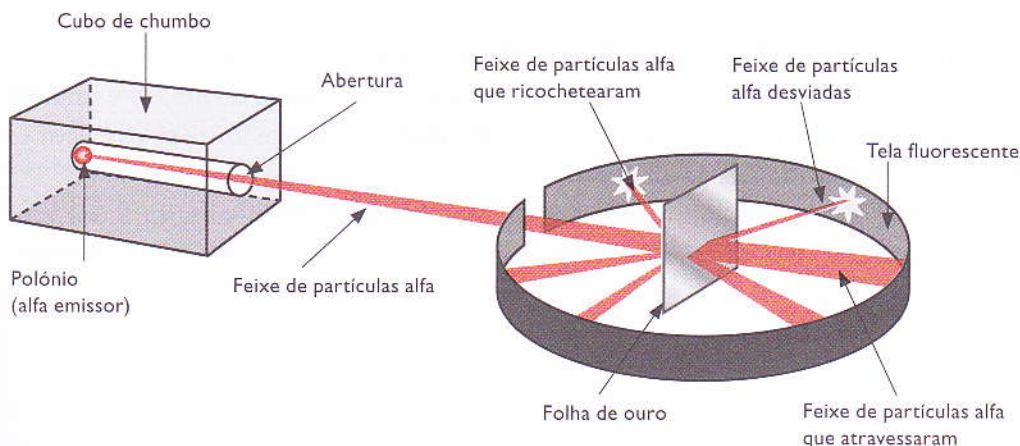
A radioactividade é muito usada em vários ramos da actividade humana. Em medicina, por exemplo, materiais radioactivos são usados como marcadores, em exames de diagnóstico, para estudar o funcionamento biológico de um órgão (coração, tiróide, cérebro, etc.). O elemento radioactivo é injectado ou ingerido pelo doente e o seu percurso é seguido exteriormente, utilizando um detector de radiação.

1.2 Experiência de Rutherford

Em 1911, Ernest Rutherford realizou uma experiência que mostrou que o modelo de Thomson não podia estar correcto.

Nesta experiência, um feixe de partículas α foi dirigido para uma folha fina de ouro (lâmina de ouro). A experiência (figura 4) permitiu observar o seguinte:

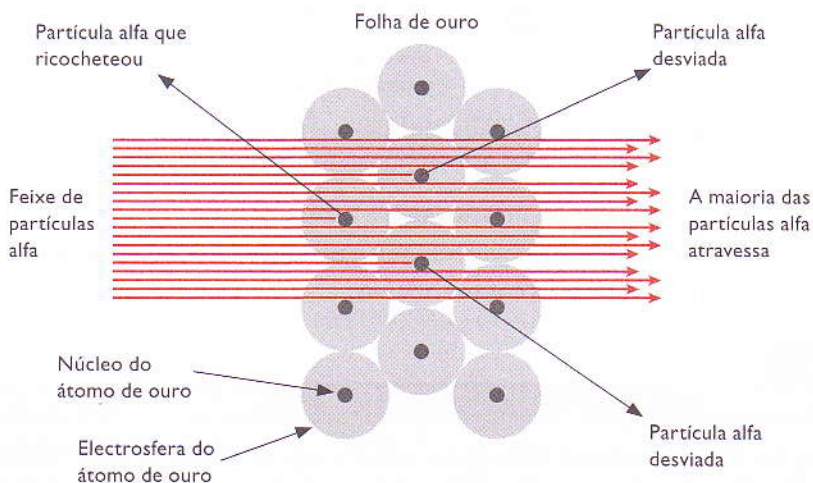
- a maior parte das partículas atravessava a folha de ouro sem sofrer desvio, como se o espaço fosse vazio;
- muitas partículas eram desviadas da direcção inicial num ângulo muito grande;
- algumas partículas eram desviadas em sentido oposto às anteriores.



..... Figura 4: Esquema da experiência de Rutherford.

As duas últimas observações deixaram Rutherford surpreendido, e estavam em desacordo com o modelo de Thomson.

Rutherford teve de admitir que os átomos de ouro não eram átomos maciços, como pensavam Dalton e Thomson. Ao contrário, os átomos de ouro seriam formados por núcleos pequenos, densos e positivos, dispersos em grandes espaços vazios, como se ilustra na figura 5.



..... Figura 5: Direcção das partículas na experiência de Rutherford.

Os grandes espaços vazios explicavam por que razão a grande maioria das partículas α não sofria desvios. Lembremos que as partículas α são positivas; é fácil entender que, no caso de uma partícula α passar próximo do núcleo (também positivo), esta será fortemente desviada.

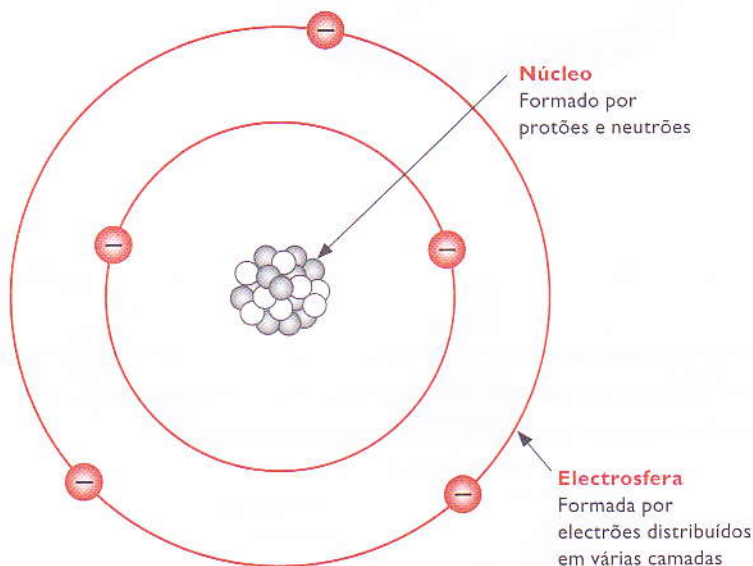
1.2.1 Modelo atómico de Rutherford

Para explicar o que observara, Rutherford desenvolveu um novo modelo atómico, onde admitiu que a carga positiva dos átomos estava concentrada numa região muito pequena comparada com o tamanho do átomo.

Chamou «núcleo» a essa concentração de cargas positivas e considerou que os electrões ocupavam, dentro do átomo, o espaço para além do núcleo.

Para complementar o seu modelo, Rutherford imaginou que ao redor do núcleo giravam electrões. Sendo negativos, os electrões iriam contrabalançar a carga positiva do núcleo e garantir a neutralidade do átomo. Sendo muito pequenos, e estando muito afastados entre si, os electrões não iriam interferir na trajetória das partículas α .

Em resumo, o átomo seria semelhante ao sistema solar: o núcleo representaria o Sol e os electrões seriam os planetas, girando em órbitas circulares e formando a chamada electrosfera.



..... Figura 6: Representação esquemática do modelo atómico de Rutherford.

Este modelo, quando aplicado ao átomo, entra numa grande contradição: o electrão no seu movimento à volta do núcleo, a uma velocidade muito elevada, radia energia e, rapidamente, o raio da órbita diminui e o electrão cai no núcleo.

Curiosidade...

O tamanho do átomo é 10 000 a 100 000 vezes maior que o do seu núcleo. Para efeito de comparação, podemos imaginar o núcleo atómico como sendo uma formiga no centro de um estádio de futebol como o estádio da Machava.



1.3 Postulados de Bohr

Bohr, para colmatar as falhas apresentadas pelo modelo de Rutherford, sugere um outro, em que impõe restrições muito importantes quanto às «órbitas» permitidas ao electrão. Estas restrições ficaram conhecidas como postulados de Bohr.

Bohr começou por presumir que os electrões em órbita não descreviam movimento em espiral em direcção ao núcleo. Isto contradizia tudo que se conhecia da electricidade e magnetismo, mas adaptava-se ao modo como as coisas aconteciam.

1.3.1 Primeiro Postulado de Bohr

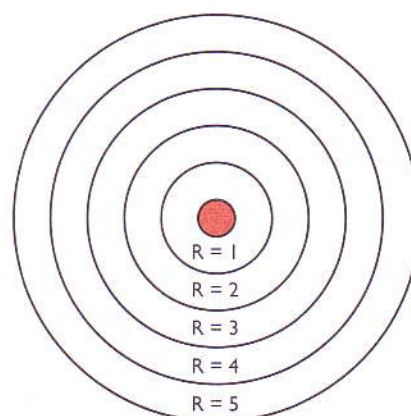
«Os electrões podem girar em órbita somente a determinadas distâncias permitidas no núcleo.»

Consideremos o átomo de hidrogénio, por exemplo, que possui apenas um electrão que gira em torno do núcleo. Os cálculos de Bohr mostram quais as órbitas possíveis. A figura 7 mostra as cinco primeiras destas órbitas permitidas. A primeira órbita situa-se um pouco além de um angstrom (ou ångström, símbolo: Å) do núcleo (0,529 Å). A segunda órbita permitida situa-se um pouco mais de 2 Å do núcleo (2,116 Å).

Embora a figura mostre as cinco primeiras órbitas, não existe limite para o número de órbitas teoricamente possíveis. Por exemplo, a centésima órbita de Bohr para o átomo de hidrogénio estaria dez mil vezes mais afastada do núcleo do que a primeira órbita, a uma distância de 5 290 Å.

No entanto, as órbitas extremamente distantes, tais como a décima ou da vigésima órbita em diante, são impossíveis. É muito provável que um electrão distante da órbita fosse perdido pelo átomo.

Este é um comportamento muito diferente dos objectos que nos rodeiam. Suponhamos que uma bola arremessada de uma sala só pudesse seguir dois ou três trajectos determinados, em vez de tantos trajectos diferentes que ela realmente pode seguir. Seria como se a sala tivesse trajectos invisíveis que a bola deveria seguir. Assim, o postulado de Bohr considera que os electrões agem como se o espaço ao redor do núcleo atómico possuísse trajectos invisíveis.



..... Figura 7: Órbitas de Bohr.

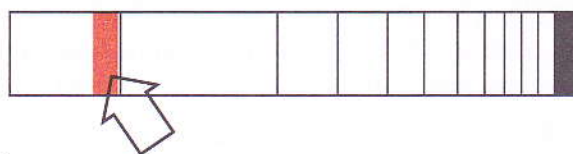
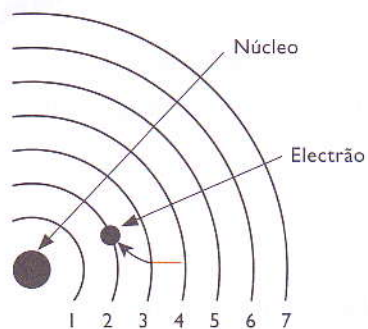
1.3.2 Segundo Postulado de Bohr

«Um átomo emite energia quando um electrão salta de uma órbita de maior energia para uma de menor energia.

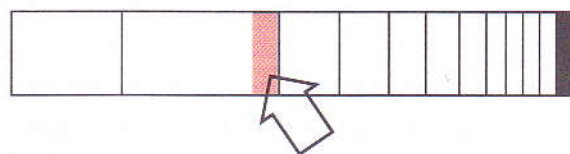
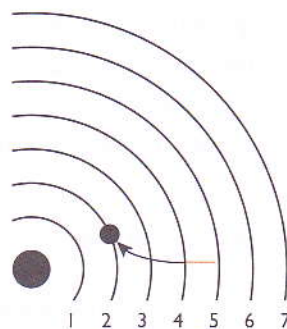
Além disso, um átomo absorve energia quando um electrão é deslocado de uma órbita de menor energia para uma órbita de maior energia.»

Por outras palavras, os electrões saltam de uma órbita permitida para outra, à medida que os átomos emitem ou absorvem energia. As órbitas externas do átomo possuem mais energia do que as órbitas internas.

Por conseguinte, se um electrão salta da órbita 2 para a órbita 1, há emissão de luz; por outro lado, se uma luz de energia adequada atingir o átomo, esta é capaz de impelir um electrão da órbita 1 para a órbita 2. Neste processo ocorre a absorção da luz.



..... Figura 8: Transição de electrões nas órbitas. A linha sombreada no espectro atômico é causada por electrões que saltam da terceira para a segunda órbita.



..... Figura 9: Transição de electrões nas órbitas. A linha sombreada no espectro atômico é causada por electrões que saltam da quarta para a segunda órbita.

No caso dos átomos de hidrogénio, somente os saltos para a segunda órbita produzem linhas espectrais na parte visível do espectro. Os saltos para a primeira órbita produzem irradiação ultravioleta (ondas mais curtas do que as luminosas), enquanto os saltos para a terceira e quarta órbitas produzem irradiação infravermelha (ondas mais longas do que luminosas).

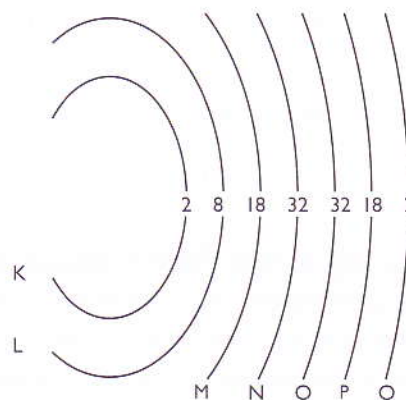
As órbitas determinadas por Bohr e a forma como os electrões saltam entre elas destruíram a antiga imagem dos electrões girando em espiral em direcção ao núcleo. Também anularam o conceito da radiação atômica ser um espectro luminoso contínuo (como o arco-íris) e responsável pelo espectro linear.

Estudos posteriores mostraram que as órbitas electrónicas de todos os átomos conhecidos se agrupam em sete níveis de energia correspondentes aos estados estacionários. Estes níveis são denominados K, L, M, N, O, P, Q.

Cada nível de energia comporta um número máximo de electrões, conforme mostra a tabela seguinte:

Níveis de energia	Número máximo de electrões
K	2
L	8
M	18
N	32
O	32
P	18
Q	2

..... Tabela 2: Distribuição electrónica em camadas.



..... Figura 10: Modelo de camadas electrónicas.

O átomo de oxigénio com número atómico 8, por exemplo, terá a seguinte distribuição electrónica: $K = 2$, $L = 6$.

1.4 Partículas fundamentais do átomo

O modelo actual considera que o átomo é constituído por um núcleo e uma nuvem de electrões.

No núcleo encontram-se os protões (com carga eléctrica positiva) e os neutrões (sem carga eléctrica), que, no conjunto, pela sua localização, se designam por nucleões.

A nuvem electrónica tem uma massa muito inferior à dos protões e à dos neutrões e ocupa um espaço muito maior que o do núcleo.

1.4.1 Características dos átomos dos diferentes elementos químicos

Cada elemento químico tem o seu próprio número atómico (Z).

1.4.1.1 Número atómico (Z)

O número atómico é o número de protões existentes no átomo, sendo sempre um número inteiro.

Todos os átomos do mesmo elemento químico têm o mesmo número de protões.

Como o átomo é uma partícula globalmente neutra, podemos concluir que:

Número de protões = número de electrões

1.4.1.2 Número de massa (A)

O número de massa é a soma do número de protões (Z) e de neutrões (n) presentes no núcleo de cada átomo. Representa, pois, o número total de nucleões.

O número de massa pode ser expresso matematicamente da seguinte maneira:

$$A = Z + n$$

Ao representar um átomo, os químicos convencionaram escrever o número atómico na parte inferior esquerda do símbolo e o número de massa na parte superior esquerda.

A_ZX (X não é símbolo de nenhum elemento químico)

Esta representação é igualmente válida para iões.

Exemplos:

${}^{12}_6C$ representa um átomo do elemento químico carbono com 6 protões, 6 electrões e 6 neutrões.

${}^{23}_{11}Na$ representa um átomo do elemento químico sódio com 11 protões, 11 electrões e 12 neutrões.

${}^{23}_{11}Na^{+1}$ representa o ião sódio, com 11 protões, 10 electrões e 12 neutrões.

1.5 Semelhanças atômicas

Determinados elementos químicos iguais ou diferentes apresentam semelhanças e diferenças de número atômico ou de número de massa. Deste modo, distinguem-se: isótopos, isóbaros e isótonos.

1.5.1 Isótopos

Átomos de um mesmo elemento químico que apresentam diferentes números de massa (igual número de prótons e diferente número de nêutrons) são chamados isótopos (*isos* = igual, *topos* = lugar).

Em consequência disso, os isótopos ocupam o mesmo lugar na tabela periódica dos elementos.

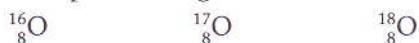
Para representar os isótopos de um átomo é adotada a seguinte notação:



Sendo: X – símbolo do elemento; A – número de massa; Z – número atômico.

Exemplos:

1. Isótopos de oxigênio:



Distinguem-se por terem, respectivamente, 8, 9 e 10 nêutrons.

2. Isótopos de cloro:



Distinguem-se por terem, respectivamente, 18 e 20 nêutrons.

1.5.1.1 Massa isotópica

A massa isotópica é a massa atômica relativa de um elemento químico quando este tiver isótopos.

Para o seu cálculo é necessário conhecer:

- os diferentes isótopos e a respectiva massa isotópica;
- a sua abundância relativa.

Diz-se que a massa atômica relativa (A_r) de um elemento químico é a média das massas atômicas dos seus isótopos, entrando em linha de conta com as suas abundâncias relativas (denomina-se média pesada ou média ponderada).

Exemplo:

O cloro tem dois isótopos, o ${}^{35}\text{Cl}$ e o ${}^{37}\text{Cl}$ dos quais se sabe que a abundância relativa do ${}^{35}\text{Cl}$ é de 75,75% e a do ${}^{37}\text{Cl}$ é de 24,23%.

Está tabelado que a massa relativa do isótopo ${}^{35}\text{Cl}$ é 34,97 e a do ${}^{37}\text{Cl}$ é de 36,97.

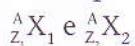
Assim:

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{75,75 \times 34,97 + 24,23 \times 36,97}{100} = 35,45$$

1.5.2 Isóbaros

Átomos de elementos químicos diferentes (número atômico diferente) que apresentam o mesmo número de massa são chamados isóbaros (*iso* = igual, *baros* = massa).

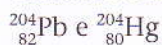
Para representar os isóbaros é adotada a seguinte notação:



Sendo: X_1 e X_2 – símbolos de elementos químicos; A – massa atômica; Z_1 e Z_2 – números atômicos.

Exemplos:

1. Chumbo e mercúrio:

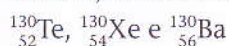


O número de nucleões é igual a 204.

O chumbo-82 tem 82 prótons e $204 - 82 = 122$ nêutrons.

O mercúrio-80 tem 80 prótons e $204 - 80 = 124$ nêutrons.

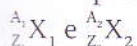
2. Telúrio, xénon e bário:



1.5.3 Isótonos

Átomos de elementos químicos diferentes que apresentam o mesmo número de nêutrons chamam-se isótonos.

Para representar os isótonos é adotada a seguinte notação:

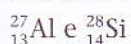


com $A_1 - Z_1 = A_2 - Z_2$

X_1 e X_2 – símbolos de elementos químicos; A_1 e A_2 – massas atômicas; Z_1 e Z_2 – números atômicos.

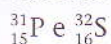
Exemplos:

1. Alumínio e silício



O alumínio tem $27 - 13 = 14$ nêutrons e o silício tem $28 - 14 = 14$ nêutrons.

2. Fósforo e enxofre



O fósforo tem $31 - 15 = 16$ nêutrons e o enxofre tem $32 - 16 = 16$ nêutrons.

Resumindo

Elemento químico: É o conjunto de átomos que possuem o mesmo número de prótons, isto é, o mesmo número atômico.

Número atômico (Z): É o número de prótons presentes no núcleo de um átomo.

Número de massa (A): É a soma do número de prótons (Z) e de nêutrons (n) presentes no núcleo de um átomo.

Isótopos: São átomos do mesmo elemento que apresentam massa atômica diferente.

Isóbaros: São átomos de elementos diferentes que apresentam a mesma massa atômica.

Isótonos: São átomos de elementos diferentes que apresentam o mesmo número de nêutrons.

2. Mecânica quântica: modelo das orbitais atômicas

Foram muitos e rápidos os contributos para a evolução do modelo atómico, do modelo de Bohr ao modelo actual.

O físico francês Louis de Broglie (1892-1987) sugere, em 1924, que partículas como o electrão podem apresentar um comportamento ondulatório equivalente ao da luz.

Erwin Schrödinger (1887-1961) apresenta, em 1926, uma equação que conduz a um modelo probabilístico, onde define orbital como a probabilidade de um electrão se encontrar numa determinada zona do espaço à volta do núcleo.

O alemão Werner Heisenberg (1901-1976) postula que é impossível conhecer simultaneamente e com exactidão a posição e a velocidade, numa mesma direcção, o que constitui o enunciado do princípio de incerteza de Heisenberg.

Com base, essencialmente, nos trabalhos destes três físicos, estabelecem-se novas teorias e aparece um novo modelo atómico: o modelo quântico do átomo.

Ao resolver a sua equação, Schrödinger encontrou, para as energias do electrão, uma expressão idêntica à proposta por Bohr, surgindo, assim, a quantização da energia como suporte científico do modelo quântico.

Embora o modelo quântico e o modelo de Bohr estejam de acordo no que respeita aos valores das energias do electrão, diferem no seguinte:

- deixa de se falar em posição do electrão para se passar a falar em densidade electrónica ou nuvem electrónica;
- deixa de se usar o termo órbita e passa a usar-se o termo orbital, ou orbital atómica (com energia e distribuição de densidade electrónica características).



..... Figura 11: L. de Broglie.



..... Figura 12: E. Schrödinger.



..... Figura 13: W. Heisenberg.

2.1 Números quânticos

A resolução matemática da equação de Schrödinger fez surgir três parâmetros, designados números quânticos, que caracterizam as orbitais dos diferentes átomos.

Os números quânticos denominam-se:

- número quântico principal (n);
- número quântico secundário (l);
- número quântico magnético (m_l).

As suas características encontram-se na seguinte tabela:

Número quântico principal (n)	Número quântico secundário (l)	Número quântico magnético (m_l)
$n = 1, 2, 3,$	$l = 0, e, n - 1$	$m_l = -l e +l$
Relaciona-se com a distância média de um electrão ao núcleo, numa dada orbital.	Informa sobre a forma da orbital (forma característica da densidade de distribuição electrónica para cada orbital).	Associa-se à orientação da orbital no espaço.
Diferentes valores de n significam diferentes níveis de energia.	Diferentes valores de l significam diferentes subníveis (num subnível todo os electrões têm a mesma energia, aproximadamente).	Especifica a orbital na qual o electrão está localizado dentro de um subnível.
Quanto maior for n , maior é a distância média do electrão dessa orbital ao núcleo, e maior será a sua energia.	Diferentes subníveis dentro do mesmo nível podem apresentar valores diferentes de energia.	Diferentes valores de m_l , significam pequenas diferenças nas energias do electrão.
O número de electrões possíveis, em cada nível é dado por $2n^2$.	Em qualquer nível, o subnível de menor energia é o $l = 0$ (orbital tipo s), seguem-se $l = 1$ (orbital tipo p) e $l = 2$ (orbital tipo d).	O número de valores possíveis de m_l , dentro de um subnível, indica o número de orbitais que cada subnível pode comportar.
	O número de valores possíveis para l é igual a n .	O número de valores possíveis para m_l é dado por $2l + 1$.

2.1.1 Níveis energéticos

São identificados pelo número quântico principal (n), um número inteiro, que varia de 1 a 7.

2.1.2 Subníveis de energia

São identificados pelo número quântico secundário ou azimutal (l), que assume os valores 0, 1, 2 e 3, mas que é habitualmente designado pelas letras s , p , d e f , respectivamente.

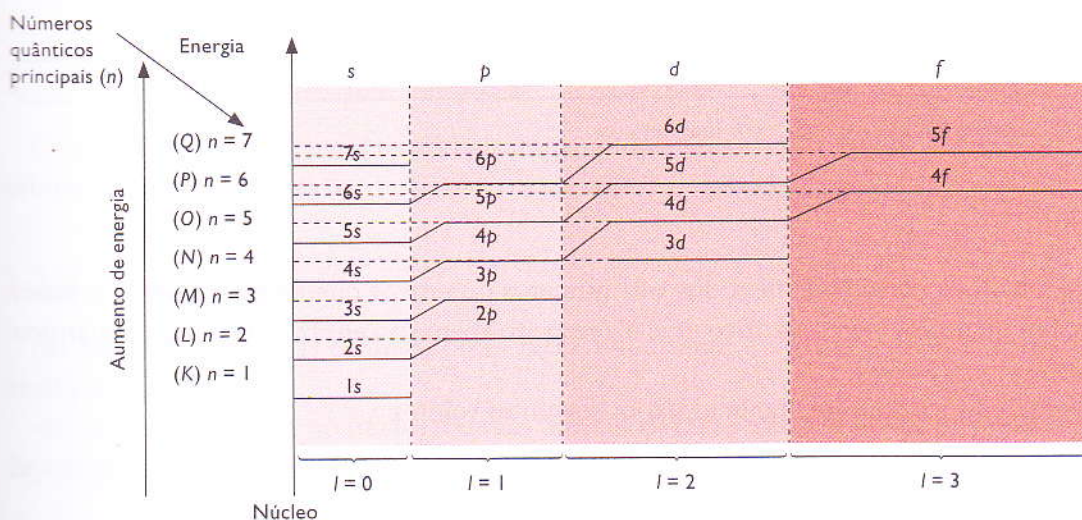


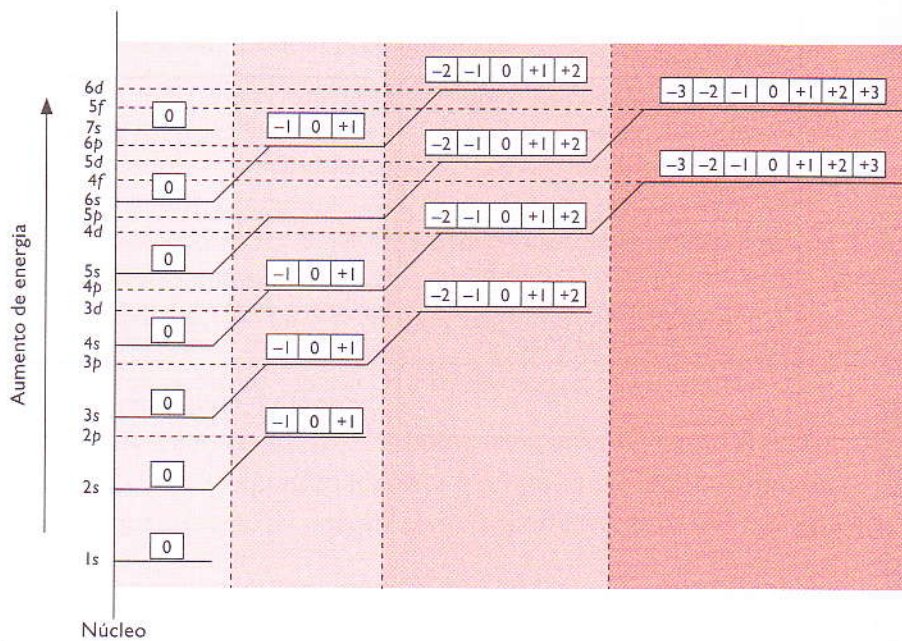
Figura 14: Diagrama energético.

2.1.3 Orbitais

Complementando o modelo actual da electrosfera de um átomo, devemos acrescentar que cada subnível comporta um número diferente de orbitais, de acordo com o diagrama energético da figura 15.

Neste diagrama, cada orbital é representado simbolicamente por um quadradinho. Podemos ver que os subníveis *s*, *p*, *d* e *f* contêm sucessivamente 1, 3, 5 e 7 (sequência de números ímpares) orbitais.

As orbitais são identificadas pelo número quântico magnético (m_l).



..... Figura 15: Diagrama energético com orbitais.

Num dado subnível, a orbital central tem o número quântico magnético igual a zero; as orbitais da direita têm $m = +1, +2, +3$; as da esquerda têm $m = -1, -2, -3$, como está explicado na tabela 2:

-3	-2	-1	0	+1	+2	+3
----	----	----	---	----	----	----

..... Tabela 2: Orbitais e números quânticos magnéticos.

2.1.4 Spin

A Física Quântica considera, além dos três números quânticos que caracterizam as orbitais atômicas, um quarto número quântico, que diz respeito apenas ao electrão. O número quântico de spin (m_s).

O número quântico spin (m_s) pode tomar os seguintes valores:

$$-\frac{1}{2} \text{ e } +\frac{1}{2}$$

Convencionou-se que a representação do spin do electrão na orbital deve ser feita utilizando uma seta.

Assim:

\uparrow representa um electrão com spin $s = +\frac{1}{2}$

\downarrow representa um electrão com spin $s = -\frac{1}{2}$

Deste modo, um electrão de um átomo fica totalmente caracterizado através dos seus quatro números quânticos, como se do seu bilhete de identidade se tratasse.

2.2 Distribuição electrónica. Diagrama de Pauling

2.2.1 Alguns termos úteis

Número de electrões na orbital	Designação da orbital	Designação dos electrões
0	Orbital vazia	-----
1	Orbital semipreenchida	Desemparelhados
2	Orbital totalmente preenchida	Emparelhados

2.2.2 Princípio de exclusão de Pauli

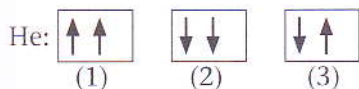
O princípio de exclusão de Pauli estabelece que:

«Num átomo, não podem coexistir dois electrões na mesma orbital com o mesmo número quântico de spin.»

Como só há dois valores para este número, isto implica que cada orbital só pode comportar, no máximo, dois electrões, que terão de ter spins diferentes.

Exemplo:

O átomo de hélio tem dois electrões. As possibilidades de emparelhamento seriam:



Pelo princípio de exclusão de Pauli só é possível a hipótese (3).

2.2.3 Princípio da energia mínima

Os electrões deverão ocupar as orbitais respeitando a ordem crescente de energias até todas as orbitais estarem completas.

2.2.4 Regra de Hund

No preenchimento das orbitais, outra regra importante é a regra de Hund ou da máxima multiplicidade, que diz:

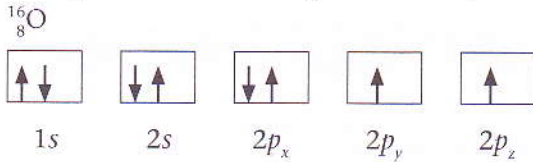
«No mesmo subnível, no início, todas as orbitais devem receber o seu primeiro electrão, e só depois cada orbital irá receber o seu segundo electrão.»

Nas orbitais que têm os mesmos valores de n e l , a distribuição dos electrões é feita do seguinte modo:

- preenchem-se completamente as orbitais de energias diferentes ($1s$, $2s$, etc.);
- nas orbitais com a mesma energia, em primeiro lugar entra um electrão com o mesmo valor de spin para cada uma dessas orbitais (isto é, primeiro semipreenchem-se as orbitais com a mesma energia);
- os restantes electrões entram em seguida, preenchendo totalmente as orbitais, respeitando a regra do emparelhamento, isto é, dos spins opostos.

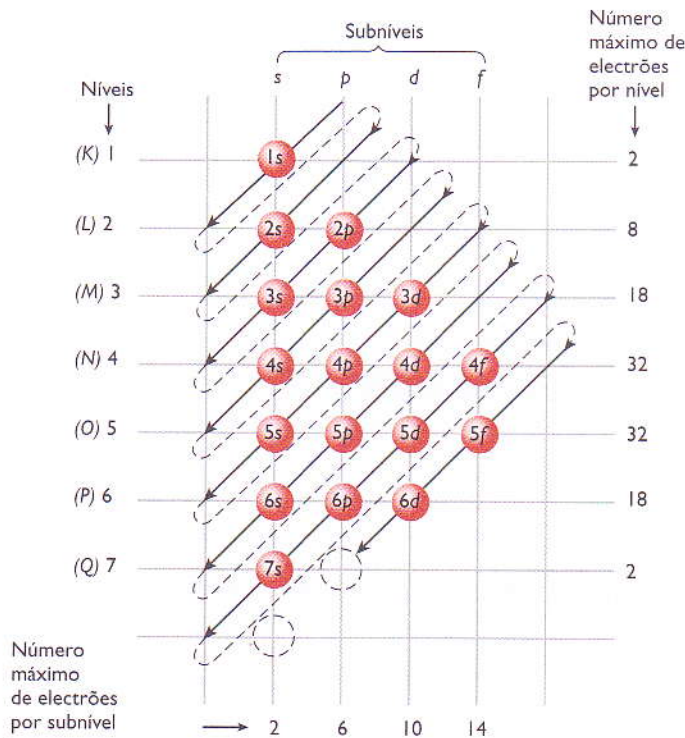
Exemplo:

Os átomos de oxigénio têm 8 electrões. De acordo com o princípio de exclusão de Pauli, da energia mínima e da regra de Hund para a distribuição dos electrões, tem-se:



2.2.5 Diagrama de Pauling

A distribuição dos electrões de um átomo neutro pode ser feita pelo diagrama de níveis energéticos que vimos anteriormente. No entanto, o cientista Linus Pauling imaginou uma regra prática para fazer o preenchimento das orbitais atómicas, por ordem crescente da sua energia, conhecida como diagrama de Pauling. Para fazer a distribuição electrónica, basta seguir o percurso indicado pela seta, em diagonal, do esquema representado na figura 16.



..... Figura 16: Diagrama de Pauling.

Exercícios

1. Completa as seguintes afirmações (por vezes é necessária mais do que uma palavra por cada espaço):
 Nos finais do século XIX, o átomo foi definido com base na teoria atômica ⁽¹⁾ _____
 (1766-1844) como ⁽²⁾ _____ de um elemento químico, que entra na combinação
 química.
 Ainda nessa época, ⁽³⁾ _____ descobre o electrão, partícula carregada ⁽⁴⁾ _____.
 No início do século XX, R. A. Millikan determina o valor da sua ⁽⁵⁾ _____.

2. Quais são os números de prótons (Z), de neutrões n , número de massa (A) e número de
 electrões de um átomo de potássio (${}^{39}_{19}\text{K}$)?

3. Qual é o número máximo de orbitais que podem existir no nível energético M ?

4. Como se chamam os seguintes átomos de acordo com as suas características?
 a) Ca ($A = 40$ e $Z = 20$); Ca ($A = 42$ e $Z = 20$) e Ca ($A = 44$ e $Z = 20$);
 b) Ar ($A = 40$ e $Z = 18$) e Ca ($A = 40$ e $Z = 20$);
 c) B ($A = 11$ e $Z = 5$) e C ($A = 12$ e $Z = 6$).

5. Um átomo possui, numa camada, os subníveis s , p e d com o máximo de electrões.
 5.1 Quantos electrões possui essa camada, supondo que apenas os subníveis s , p e d estejam
 disponíveis?

6. Utilizando o diagrama de Pauling e considerando o elemento químico iodo, com número atómico 53,
 faz a distribuição electrónica dos electrões do átomo de iodo por níveis de energia.
 6.1 Responde, agora, às seguintes questões:
 6.1.1 Qual é a distribuição dos electrões por subníveis energéticos?
 6.1.2 Quais são os electrões mais externos?
 6.1.3 Quais são os electrões com maior valor energético?

Exercícios complementares

1. Em 1911, Ernest Rutherford realizou uma experiência que mostrou que o modelo de Thomson não podia estar correcto.
 - 1.1 Diz de forma sucinta em que consistiu a experiência de Rutherford.
 - 1.2 Que observações resultaram dessa experiência?
 - 1.3 Que modelo apresentou Rutherford face aos novos conhecimentos?
 - 1.4 Por que razão o modelo de Thomson não podia estar correcto?

2. Indica a contribuição de Bohr para a evolução do modelo atómico.

3. Qual é o modelo atómico actualmente aceite?
 - 3.1 Indica as principais contribuições de:
 - a) Louis de Broglie;
 - b) Werner Heisenberg;
 - c) Schrödinger.

4. Quais são as partículas fundamentais constituintes do átomo de acordo com o modelo actual?

5. Indica o significado dos seguintes termos:
 - a) elemento químico;
 - b) número atómico;
 - c) número de massa;
 - d) isótopos;
 - e) isóbaros;
 - f) isótonos.

6. Indica o significado da representação simbólica A_ZX .

7. Considera os átomos representados pelas letras A, B, C e D e a respectiva constituição nuclear. (Nota: As letras não representam símbolos químicos.)

Átomos	N.º de protões	N.º de neutrões
A	19	18
B	18	19
C	17	18
D	19	20

 - 7.1 Indica o número de massa do elemento indicado pela letra B.
 - 7.2 Quantos elementos diferentes estão representados? Justifica.
 - 7.3 Indica dois isótopos.
 - 7.4 Faz a representação simbólica dos átomos A e B.

8. Qual das seguintes representações simbólicas contém mais informação: ${}_6C$ ou ${}^{12}C$? Justifica a tua resposta.

9. Foram muitos e rápidos os contributos para a evolução do modelo atómico, do modelo apresentado por Bohr ao modelo actual.
 - 9.1 Em que difere o modelo actual do modelo de Bohr?

Exercícios complementares



10. Associa a), b), c) e d) aos números quânticos n , l , m e m_s do átomo de hidrogênio.

- a) Energia da orbital.
- b) Orientação da orbital.
- c) Número quântico intrínseco do electrão.
- d) Forma da orbital.

11. Escreve os conjuntos dos números quânticos dos três electrões dos átomos de Li.

12. Completa a seguinte tabela relacionando a informação nela contida.

Elemento	Número atômico	Distribuição electrónica	N.º de neutrões	Representação simbólica do átomo
Fósforo (P)		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	16	
Flúor (F)	9		10	
				${}^{35}_{17}\text{Cl}$
Magnésio (Mg)			13	${}^{25}_{12}\text{Mg}$

13. Qual é o número máximo de orbitais que podem existir no nível energético M ?

14. As moléculas de água e de dióxido de carbono são constituídas por átomos de hidrogênio, carbono e oxigênio. Assinala, com X, a afirmação correcta.

- a) A configuração electrónica do átomo de oxigênio no estado de energia mínima é $1s^2 2s^2 2p^6$.
- b) O raio do átomo de oxigênio é superior ao raio do átomo de carbono.
- c) A primeira energia de ionização do oxigênio é superior à do carbono.
- d) O raio do átomo de oxigênio é superior ao raio do anião O^{2-} .

15. Um composto derivado do metano, mas com características bem diferentes, é o diclorometano, CH_2Cl_2 , um solvente orgânico volátil, não inflamável e de cheiro agradável. O diclorometano é um composto cuja unidade estrutural é constituída por átomos de carbono, de cloro e de hidrogênio. Assinala, com X, a afirmação correcta.

- a) A configuração electrónica do átomo de carbono, no estado de energia mínima, é $1s^2 2s^2 3s^2$.
- b) Os electrões do átomo de cloro, no estado de energia mínima, estão distribuídos por três orbitais.
- c) A configuração electrónica $1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$ pode corresponder ao átomo de carbono.
- d) O conjunto de números quânticos $(3, 0, 1, \frac{1}{2})$ pode caracterizar um dos electrões mais energéticos do átomo de cloro, no estado de energia mínima.

16. Assinala, com X, as configurações electrónicas que violam a regra de Hund.

- a) $1s^2 2s^2 3s^2$
- b) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^0$
- c) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^2 2p_z^1$
- d) $1s^2 2s^2 2p_x^0 2p_y^2 2p_z^2$

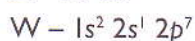
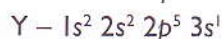
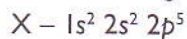
Exercícios complementares

17. Assinala, com X, as configurações electrónicas que violam o princípio da energia mínima, não podendo corresponder a um estado fundamental:

- a) $1s^2 2s^2 3s^2$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 b) $1s^2 2s^2 2p^6$ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$

18. A configuração electrónica de um átomo de um elemento indica a forma como os electrões se distribuem pelas várias orbitais desse átomo.

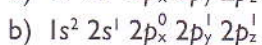
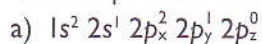
18.1 Para as configurações electrónicas de átomos representados pelas letras X, Y, Z e W:



indica uma configuração que diga respeito a:

- a) um estado fundamental;
 b) um estado excitado;
 c) uma situação impossível.

19. Das duas configurações electrónicas seguintes, que não correspondem ao estado fundamental, há uma que está incorrecta.



19.1 Identifica-a e corrige-a.

19.2 Identifica o princípio violado na referida correcção.

20. As orbitais dos átomos podem ser caracterizadas por conjuntos de números quânticos (n, l, m) . Considera o elemento X (em que a letra não corresponde ao respectivo símbolo químico), cuja configuração electrónica, no estado de menor energia, é $X - [Ar] 3d^6 4s^2$.

20.1 Assinala, com X, a opção que corresponde ao conjunto de números quânticos que pode estar associado a uma das orbitais de valência do elemento X.

- a) $(4, 1, 0)$ c) $(3, 2, -2)$
 b) $(3, 0, 0)$ d) $(4, 2, -2)$

21. Uma orbital atómica é caracterizada pelos valores de três números quânticos: n (número quântico principal), l (número quântico de momento angular) e m_l (número quântico magnético).

21.1 Relativamente ao átomo de magnésio, ${}_{12}\text{Mg}$, no estado de menor energia, assinala, com X, a afirmação verdadeira.

- a) Os oito electrões caracterizados por $n = 2$ têm todos a mesma energia.
 b) A energia dos electrões na orbital caracterizada por $n = 3, l = 0$ e $m_l = 0$ é menor do que a dos electrões na orbital caracterizada por $n = 2, l = 1$ e $m_l = 0$.

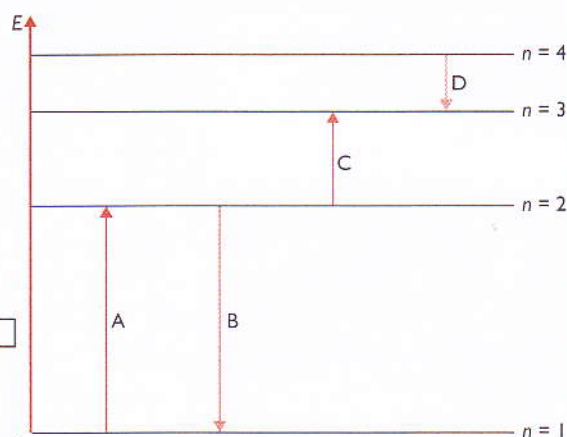
Exercícios complementares

- c) Todos os electrões de valência pertencem a uma orbital caracterizada por $n = 3$, $l = 1$ e $m_l = 0$.
- d) No segundo nível de energia existem dois electrões na orbital caracterizada por $n = 2$, $l = 1$ e $m_l = -1$.
- e) A cada valor de l corresponde $l + 1$ valores de m_l .

22. O esquema da figura seguinte representa um diagrama de níveis de energia no qual estão indicadas algumas transições electrónicas possíveis no átomo de hidrogénio.

22.1 Assinala, com X, a afirmação correcta, relativamente às transições indicadas no diagrama com as letras A, B, C e D.

- a) A transição C corresponde a um processo de emissão de energia.
- b) A transição B está associada à emissão da radiação menos energética pelo átomo de hidrogénio.
- c) A transição A está associada à absorção de radiação mais energética pelo átomo de hidrogénio.
- d) A transição D corresponde à absorção de energia menos energética do hidrogénio.



23. A energia de um dado nível de energia é dada pela expressão de Bohr:

$$E_n = -[2,18 \times 10^{-19}/n^2] \text{ J/e}$$

23.1 Calcula a energia do nível dois do átomo de hidrogénio.

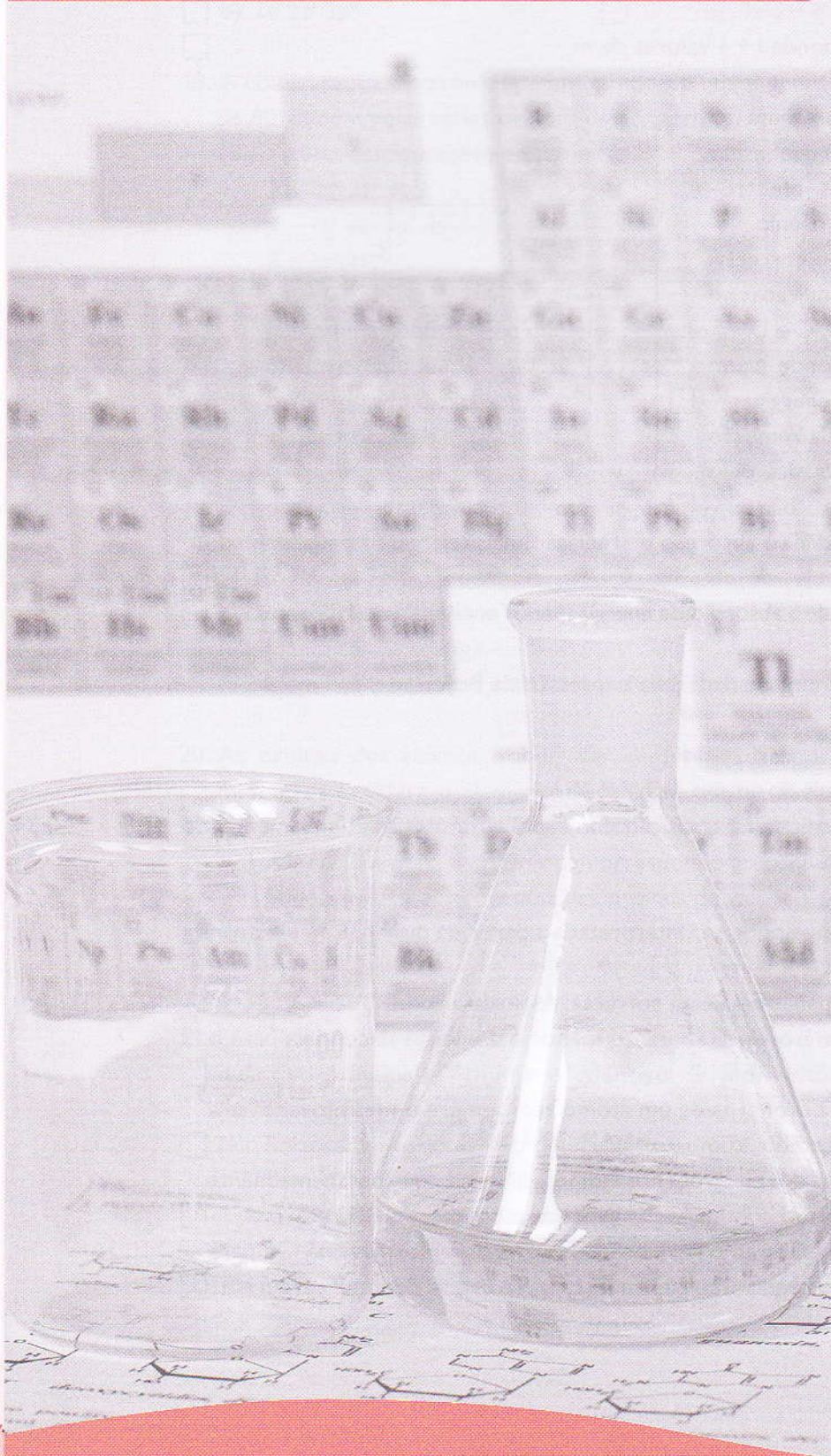
23.2 Qual é o valor de energia emitida na transição do nível 3 para o estado fundamental do átomo de hidrogénio?

24. A estrutura electrónica dos átomos pode ser interpretada a partir da distribuição electrónica por orbitais atómicas.

24.1 Das afirmações seguintes, apenas uma está correcta. Assinala-a com X.

- a) Quanto mais energético é o electrão, tanto menor é a energia necessária para o remover.
- b) A energia do electrão na orbital 1s de um átomo tem sempre o mesmo valor, seja qual for o número atómico do átomo.
- c) A quantização das energias dos electrões nos átomos evidencia-se experimentalmente pelos espectros de absorção contínuos das espécies atómicas.
- d) Nos átomos de hidrogénio, as transições dos electrões do nível $n = 4$ para $n = 2$ originam emissão de radiação mais energética do que as de $n = 2$ para $n = 1$.

Tabela Periódica



No final desta unidade, deverás ser capaz de:

- explicar a importância da Tabela Periódica;
- explicar a relação entre a distribuição electrónica e a Lei Periódica de Mendeleev;
- descrever as características da Tabela Periódica moderna;
- explicar a variação das propriedades periódicas dos elementos;
- localizar a posição de um elemento na Tabela Periódica com base na distribuição electrónica.

Introdução

Sempre que pretendemos arrumar os nossos pertences, usamos um certo critério para os agrupar, principalmente quando a quantidade de objectos é grande. Na cozinha agrupamos os talheres, separando-os em colheres, garfos e facas. Na biblioteca arrumamos os livros por assunto, ou por autor, conforme a nossa conveniência.

Até 1650, a Humanidade conhecia apenas 11 elementos químicos (Ag, As, Au, C, Cu, Fe, Hg, Ps, S, Sb, Sn). Com o tempo, esse número foi aumentando. Hoje, existem cerca de 90 elementos químicos na Natureza e mais cerca de 20 elementos que os cientistas criaram artificialmente. Sendo assim, houve um momento em que se tornou necessário classificá-los. Um critério bastante útil seria agrupá-los segundo as suas propriedades. Foi realmente o que ocorreu, resultando daí uma tabela denominada Tabela Periódica.

1. Importância da Tabela e da Lei Periódica de Mendeleev

O químico russo, Dimitri Ivanovitch Mendeleev (1834-1907), ao rever as propriedades químicas dos 65 elementos até então conhecidos, verificou que, ordenando-os segundo as massas atômicas crescentes, surgia uma certa periodicidade nessas propriedades.

Publicou a tabela com 8 colunas (a oitava continha os elementos de transição, como o ferro e o níquel), na qual existiam alguns lugares vazios, tomando o cuidado de pôr na mesma coluna os elementos com propriedades químicas semelhantes.

A tabela possuía, também, 12 linhas horizontais.

Surgiu, então, a tabela da figura 1.

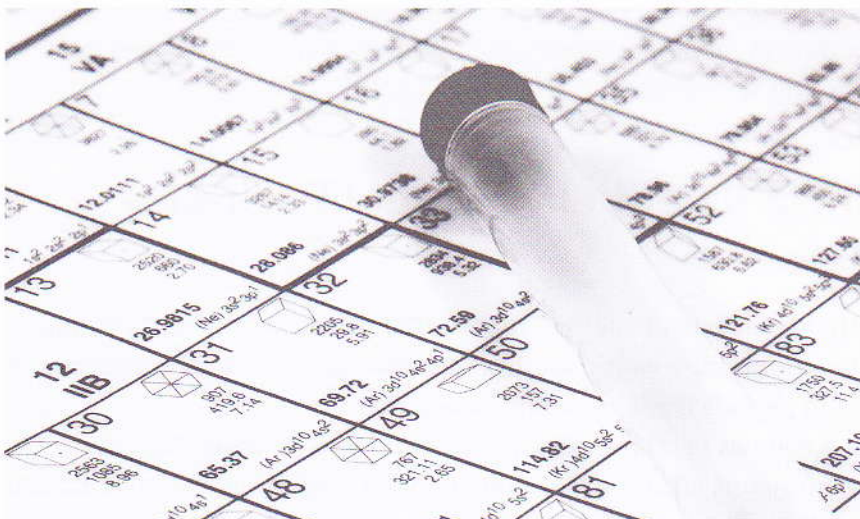
Séries	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
1		H 1						
2	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3		Na 23	Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5
4	K 39	Ca 40	? 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe-56 Co-59 Ni-59
5		Cu 63	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80
6	Rb 85	Sr 87	? 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	? 100	Ru-104 Rh-104 Pd-106
7		Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 125	I 127
8	Cs 133	Ba 137	? 138	? 140				
9								
10		? 178	? 180	Ta 182	W 184			Os-195 Ir-197 Pt-198
11		Au 199	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208		
12				Rh 231			U 240	

Figura 1: Tabela Periódica de Mendeleev.

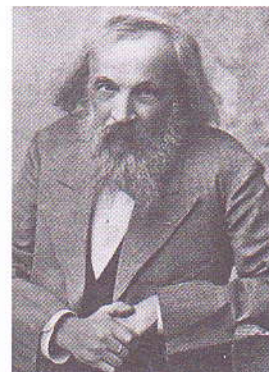
O trabalho de Mendeleev começou a ganhar importância no momento em que foram descobertos novos elementos com propriedades sugeridas por ele e que preencheram os lugares vagos na tabela.

A Tabela Periódica permitia:

- classificar os elementos químicos;
- fazer cálculos aproximados das massas atômicas dos elementos ainda não totalmente investigados;
- prever as propriedades dos elementos até então desconhecidos;
- fazer a correção das massas atômicas.



..... Figura 3: Graças ao trabalho de Mendeleev, nenhum elemento descoberto ou criado artificialmente deixou de ter localização apropriada na Tabela Periódica.



..... Figura 2: Mendeleev.

2. Características da Tabela Periódica moderna

Embora a Tabela tenha sido aceita na generalidade, havia uma situação que Mendeleev não conseguia explicar: por que razão era necessário, por vezes, alterar a ordem das massas atômicas para que o modelo funcionasse?

A resposta está no interior dos átomos, uma vez que os elementos não estão organizados na Tabela Periódica de acordo com a massa, mas sim de acordo com o seu número atômico (número de prótons).

De facto, em 1913, Henry G. J. Moseley (1887-1915) estabeleceu o conceito de número atômico, verificando que esse valor caracterizava melhor um elemento químico do que a sua massa atômica.

A Tabela Periódica moderna (figura 5, na página seguinte) é organizada em colunas e linhas:

- as colunas, verticais, são designadas por grupos, numerados de 1 a 18, da esquerda para a direita.
- as linhas, horizontais, correspondem aos períodos, numerados de 1 a 7, e de cima para baixo.



..... Figura 4: Moseley.

2.1 Períodos

À medida que se percorre a Tabela ao longo de um período, da esquerda para a direita, o número atômico aumenta uma unidade e o elemento químico apresenta mais um próton (e, portanto, mais um electrão).

Os sete períodos da Tabela apresentam os seguintes elementos:

1.º período	É muito curto	Tem 2 elementos	H e He
2.º período	É curto	Tem 8 elementos	Do Li ao Ne
3.º período	É curto	Tem 8 elementos	Do Na ao Ar
4.º período	É longo	Tem 18 elementos	Do K ao Kr
5.º período	É longo	Tem 18 elementos	Do Rb ao Xe
6.º período	É muito longo	Tem 32 elementos	Do Cs ao Rn
7.º período	É incompleto	Tem 32 elementos	Do Fr ao Mt (...)

..... Tabela 1: Períodos da Tabela Periódica.

2.2 Grupos ou famílias

Os elementos de cada coluna – grupo – possuem igual número de electrões de valência (electrões de energia mais elevada) responsáveis pela semelhança das propriedades químicas desses elementos. Os compostos químicos formados com outros elementos têm fórmulas químicas semelhantes. Os elementos do mesmo grupo constituem uma família.

Assim:

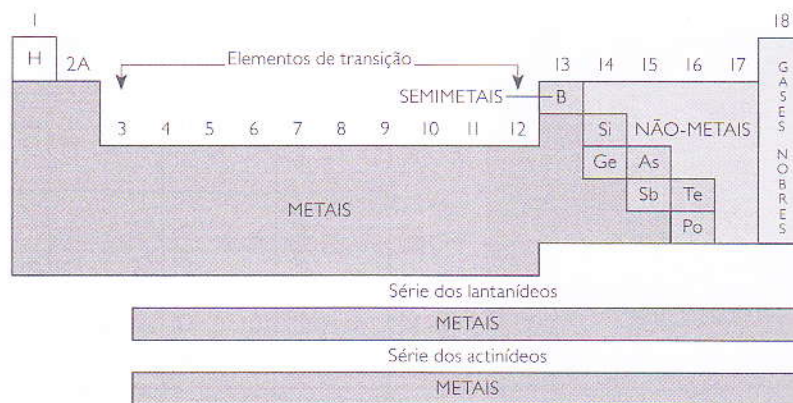
Grupo 1 – os elementos apresentam um electrão no nível mais exterior; corresponde à família dos metais alcalinos.

Grupo 2 – os elementos têm dois electrões no nível mais exterior; corresponde à família dos metais alcalino-terrosos.

Grupo 17 – todos os elementos apresentam sete electrões no nível mais exterior; corresponde à família dos halogéneos (gerador de sais).

Grupo 18 – é o grupo mais à direita da tabela e os seus elementos apresentam 8 electrões, no nível mais exterior (excepto o hélio que tem 2 electrões); corresponde à família dos gases nobres.

É ainda importante referir que o hidrogénio (H) surge, por conveniência, por cima do lítio ou isolado no meio da tabela, já que não pertence a nenhum grupo tendo em conta as suas propriedades.



..... Figura 6: Grupos da Tabela Periódica.

3. Configuração electrónica dos elementos ao longo da classificação periódica

A localização dos elementos na Tabela pode relacionar-se com a sua configuração electrónica. O valor do número quântico principal de nível mais exterior corresponde ao número do período a que o elemento pertence.

Como exemplo apresentamos a configuração electrónica para os elementos dos dois primeiros períodos da Tabela (tabela 2).

Período	Elemento	Símbolo	Número atómico	Configuração electrónica
1.º	Hidrogénio	H	1	$1s^1$
	Hélio	He	2	$1s^2$
2.º	Lítio	Li	3	$1s^2 2s^2$
	Berílio	Be	4	$1s^2 2s^2$
	Boro	B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
	Carbono	C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
	Nitrogénio	N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
	Oxigénio	O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$
	Flúor	F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
	Néon	Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$

..... Tabela 2: Configuração electrónica dos elementos na Tabela Periódica.

Os elementos podem agrupar-se em blocos designados por s , p , d e f , de acordo com a última orbital preenchida (segundo as regras do preenchimento das orbitais).

Os elementos dos grupos 1 e 2 e o hélio pertencem ao bloco s .

Os elementos dos grupos 13 a 18 pertencem ao bloco p .

Os elementos dos blocos s e p dizem-se representativos.

Os elementos dos grupos 3 a 12 pertencem ao bloco d e dizem-se elementos de transição.

Os lantanídeos e os actinídeos pertencem ao bloco f .

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A																													
$1s^1$	$2s^2$											$2p^1$	$2p^2$	$2p^3$	$2p^4$	$2p^5$	$2p^6$																													
$3s^1$	$3s^2$	3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B	$3p^1$	$3p^2$	$3p^3$	$3p^4$	$3p^5$	$3p^6$																														
$4s^1$	$4s^2$	$3d^1$	$3d^2$	$3d^3$	$3d^4$	$3d^5$	$3d^6$	$3d^7$	$3d^8$	$3d^9$	$3d^{10}$	$4p^1$	$4p^2$	$4p^3$	$4p^4$	$4p^5$	$4p^6$																													
$5s^1$	$5s^2$	$4d^1$	$4d^2$	$4d^3$	$4d^4$	$4d^5$	$4d^6$	$4d^7$	$4d^8$	$4d^9$	$4d^{10}$	$5p^1$	$5p^2$	$5p^3$	$5p^4$	$5p^5$	$5p^6$																													
$6s^1$	$6s^2$	$4f^1$	$5d^2$	$5d^3$	$5d^4$	$5d^5$	$5d^6$	$5d^7$	$5d^8$	$5d^9$	$5d^{10}$	$6p^1$	$6p^2$	$6p^3$	$6p^4$	$6p^5$	$6p^6$																													
$7s^1$	$7s^2$	$5f^1$	$6d^2$	$6d^3$	$6d^4$	$6d^5$	$6d^6$	$6d^7$	$6d^8$	$6d^9$	$6d^{10}$																																			
		<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>$4f^1$</td><td>$4f^2$</td><td>$4f^3$</td><td>$4f^4$</td><td>$4f^5$</td><td>$4f^6$</td><td>$4f^7$</td><td>$4f^8$</td><td>$4f^9$</td><td>$4f^{10}$</td><td>$4f^{11}$</td><td>$4f^{12}$</td><td>$4f^{13}$</td><td>$4f^{14}$</td><td>$5d^1$</td> </tr> <tr> <td>$5f^1$</td><td>$5f^2$</td><td>$5f^3$</td><td>$5f^4$</td><td>$5f^5$</td><td>$5f^6$</td><td>$5f^7$</td><td>$5f^8$</td><td>$5f^9$</td><td>$5f^{10}$</td><td>$5f^{11}$</td><td>$5f^{12}$</td><td>$5f^{13}$</td><td>$5f^{14}$</td><td>$6d^1$</td> </tr> </table>															$4f^1$	$4f^2$	$4f^3$	$4f^4$	$4f^5$	$4f^6$	$4f^7$	$4f^8$	$4f^9$	$4f^{10}$	$4f^{11}$	$4f^{12}$	$4f^{13}$	$4f^{14}$	$5d^1$	$5f^1$	$5f^2$	$5f^3$	$5f^4$	$5f^5$	$5f^6$	$5f^7$	$5f^8$	$5f^9$	$5f^{10}$	$5f^{11}$	$5f^{12}$	$5f^{13}$	$5f^{14}$	$6d^1$
$4f^1$	$4f^2$	$4f^3$	$4f^4$	$4f^5$	$4f^6$	$4f^7$	$4f^8$	$4f^9$	$4f^{10}$	$4f^{11}$	$4f^{12}$	$4f^{13}$	$4f^{14}$	$5d^1$																																
$5f^1$	$5f^2$	$5f^3$	$5f^4$	$5f^5$	$5f^6$	$5f^7$	$5f^8$	$5f^9$	$5f^{10}$	$5f^{11}$	$5f^{12}$	$5f^{13}$	$5f^{14}$	$6d^1$																																

..... Figura 7: Configuração electrónica dos elementos na Tabela Periódica.

4. Propriedades periódicas dos elementos

A Tabela Periódica foi estruturada de modo a evidenciar a variação periódica das propriedades físicas e químicas dos elementos.

Graficamente, as propriedades periódicas podem ser representadas como ilustra a figura 8.



..... Figura 8: Comportamento das propriedades físicas e químicas com o aumento do número atômico ao longo da Tabela Periódica.

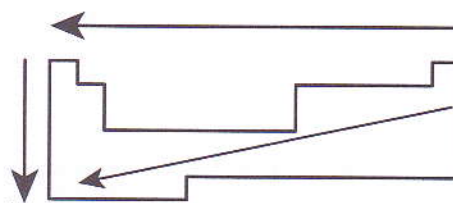
4.1 Raio atômico

O raio atômico é a dimensão do átomo medida a partir do núcleo até ao último nível electrónico.

Variação do raio atômico:

- numa coluna ou grupo, o raio atômico aumenta de cima para baixo;
- num período, o raio atômico aumenta da direita para a esquerda.

O elemento que possui maior número atômico, apresenta maior carga nuclear, e por isso os seus electrões são mais fortemente atraídos (quanto maior for a carga nuclear, maior a força de atracção do núcleo pelos electrões), ficando o átomo com raio menor.



..... Figura 9: Variação do raio atômico ao longo da Tabela Periódica.

4.2 Raio iónico

No caso dos **iões positivos** (catiões), sempre que um átomo perde electrões, o raio diminui.

Ao longo do grupo, de cima para baixo, o raio iónico aumenta.

No caso dos aniões (**iões negativos**), o raio iónico é sempre superior ao raio atômico respectivo.

Em resumo: os cationes são mais pequenos que os respectivos átomos, e os aniões são maiores.

Os átomos e os **iões isoelectrónicos** (com o mesmo número de electrões) possuem a mesma configuração electrónica, no entanto a sua carga nuclear é diferente. Quanto maior é a carga nuclear, menor é o raio iónico.

Exemplo:

Os iões ${}_{11}\text{Na}^+$, ${}_{9}\text{F}^-$ e ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ têm 10 electrões. No ião magnésio com $Z = 12$, a atracção nuclear sobre os electrões é a maior de todas, logo o raio iónico deste ião é o menor dos três. O ião fluoreto é o que tem menor raio iónico, pois é o que tem menor carga nuclear, $Z = 9$.

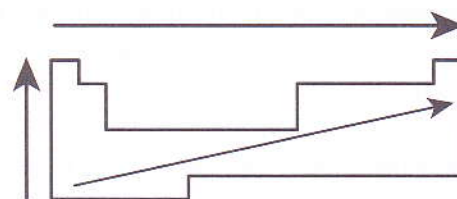
4.3 Energia de ionização

É a energia mínima necessária para retirar um electrão de um átomo no estado gasoso, e no estado fundamental.

Varição da ionização:

- ao longo do período, as energias de ionização aumentam da esquerda para a direita;
- ao longo de um grupo, as energias de ionização aumentam de baixo para cima.

A energia de ionização depende do raio do átomo. Quanto maior for o raio atómico mais facilmente será removido o electrão mais externo. Como, no mesmo período, o raio atómico cresce da direita para a esquerda, a energia de ionização aumenta em sentido contrário, isto é, da esquerda para a direita. E no grupo será de baixo para cima em analogia ao descrito acima.



..... Figura 10: Variação da energia de ionização ao longo da Tabela Periódica.

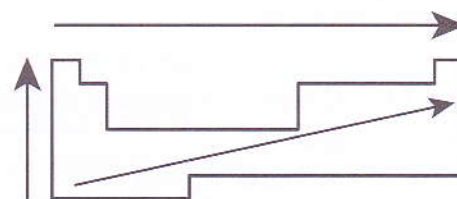
4.4 Electronegatividade

A electronegatividade é uma propriedade que traduz a maior ou menor tendência que certos átomos têm para atrair para si os electrões numa ligação química.

É tanto mais acentuada quanto maior é o número de electrões de valência.

Varição da electronegatividade:

- nos períodos, a electronegatividade aumenta da esquerda para a direita. Num período, quanto maior for o número atómico (Z), maior será a electronegatividade (En);
- nos grupos, a electronegatividade aumenta de baixo para cima. Quanto menor for o número atómico (Z), maior será a electronegatividade (En).



..... Figura 11: Variação da electronegatividade ao longo da Tabela Periódica.

4.5 Afinidade electrónica

A afinidade electrónica é uma grandeza que mede a tendência de um átomo aceitar um ou mais electrões; mede a variação de energia quando um electrão é aceite por um átomo isolado, no estado gasoso.

Um valor negativo da afinidade electrónica significa que o átomo tem tendência a aceitar electrões.

Exemplo:

A afinidade electrónica do oxigénio é -142 kJ/mol .

Significa que o processo $\text{O}^+(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{O}^-(\text{g})$ é um processo favorável.

Nos períodos, cresce da esquerda para a direita até aos halogéneos e desce aos valores mínimos nos gases raros.

5. Relação entre a distribuição electrónica e as propriedades químicas dos elementos

Os electrões de valência (com o número quântico principal mais elevado) são os que entram nas interacções químicas.

Os átomos do grupo 18 (gases nobres) têm o máximo de electrões possíveis de valência, dois no caso do hélio e oito nos outros elementos. Esta estrutura electrónica de valência confere-lhes grande estabilidade química, isto é, são elementos químicos que praticamente não interagem com outros.

Qualquer outro elemento químico, ao interagir com outros elementos, tem tendência a perder ou ganhar electrões, de modo a ficar com a estrutura electrónica do gás nobre mais próximo.

Assim, os elementos com um a três electrões de valência, terão tendência a perder esses electrões transformando-se em catiões e ganhando a estrutura electrónica do gás nobre que o antecede (período anterior). Enquanto os átomos com cinco a sete electrões de valência terão tendência a captar três, dois ou um electrão (tornando-se aniões), ficando com a estrutura electrónica do gás nobre que se encontra no mesmo período.

Na unidade seguinte, onde se aborda a ligação química, compreenderemos melhor a relação entre a configuração electrónica e as propriedades químicas dos elementos.

Exercícios

I. Identifica a opção que permite completar as afirmações seguintes (assinala com X).

- I.1 O sódio e o potássio são elementos do grupo I da Tabela Periódica e apresentam igual...
- a) massa atómica.
 - b) número de protões no núcleo.
 - c) número atómico.
 - d) número de electrões de valência.
- I.2 Na Tabela Periódica moderna, ...
- a) os elementos químicos do mesmo grupo têm a mesma configuração electrónica.
 - b) os elementos químicos do mesmo período e no estado fundamental têm electrões com iguais números quânticos principais.
 - c) os elementos químicos estão ordenados segundo a respectiva massa atómica.
 - d) os elementos químicos do mesmo período possuem propriedades químicas semelhantes.
- I.3 Os elementos gasosos à temperatura ambiente encontram-se na Tabela Periódica:
- a) espalhados.
 - b) no centro.
 - c) à direita.
 - d) não se pode saber.

- 1.4 A Tabela Periódica de Mendeleev foi construída alinhando os elementos:
- a) conforme o número atómico dos elementos.
 - b) sem ordem nenhuma.
 - c) conforme as massas atómicas dos elementos.
 - d) conforme o espectro de linhas.
- 1.5 Num mesmo período, o grupo que apresenta o elemento químico de maior número atómico é:
- a) 1.
 - b) 8.
 - c) 17.
 - d) 18.
- 1.6 Um átomo que apresenta a configuração electrónica $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$ pertence:
- a) ao 1.º grupo e 4.º período.
 - b) ao 4.º grupo e 2.º período.
 - c) ao 2.º grupo e 4.º período.
 - d) ao 2.º grupo e 5.º período.

2. Considera as seguintes configurações electrónicas:

- A) $1s^2 2s^2$
- B) $1s^2 2s^2 2p^2$
- C) $1s^2 2s^2 2p^6$
- D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

- 2.1 Identifica as afirmações verdadeiras (com V) e as falsas (com F).
- a) O átomo C) é de um elemento do grupo 16 da Tabela Periódica.
 - b) Os átomos A), B) e C) são de elementos que pertencem ao mesmo período da Tabela Periódica.
 - c) Os átomos A) e B) são de elementos que pertencem ao mesmo grupo da Tabela Periódica.
 - d) O raio atómico do átomo C) é superior ao do átomo B).
 - e) A energia de ionização do átomo D) é inferior à do átomo A).
 - f) Uma das configurações electrónicas corresponde a um elemento quimicamente inerte (sem actividade química).
-

Exercícios complementares

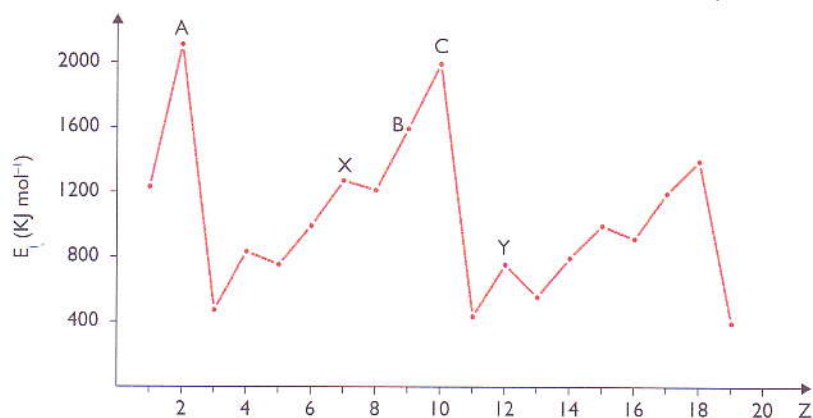
1. Na tabela de elementos elaborada por Mendeleev, verifica-se a ausência de um grupo de elementos.
 - 1.1 De que grupo se trata?
 - 1.2 Qual é a razão da sua ausência?
 - 1.3 Por que razão deixou Mendeleev espaços vazios na tabela de elementos por si organizada?

2. Preenche os espaços deixados em branco na tabela seguinte com valores que façam sentido, tendo em conta a variação das propriedades dos elementos ao longo do grupo na Tabela Periódica.

Metal alcalino	Símbolo químico	N.º atómico	Ponto de fusão/°C	Ponto de ebulição/°C	Reactividade com a água
Lítio		3	180	1330	Moderada
Sódio		11			Grande
	K	19	64	760	
Rubídio		37			Violenta
Césio		29	29	690	

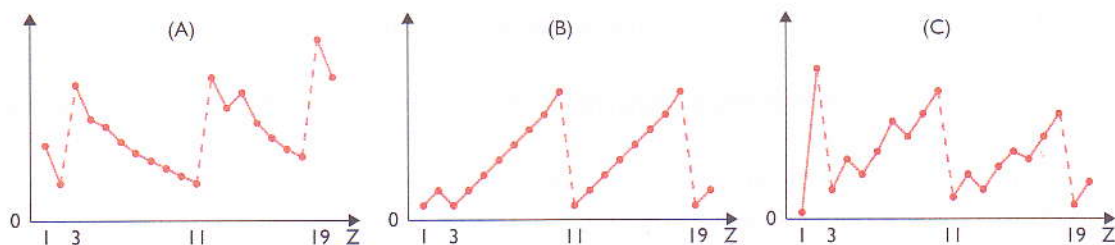
3. Muitos metais desempenham papéis fisiológicos específicos, incluindo os metais alcalinos (Na, K), os alcalino-terrosos (Ca, Mg) e os metais de transição, seis dos quais são metais essenciais para a maioria dos seres vivos (Mn, Fe, Co, Cu, Zn, Mo) e quatro são essenciais para alguns organismos (Cr, V, Ni, Sn).
 - 3.1 Os metais $_{11}\text{Na}$ e $_{19}\text{K}$ pertencem ao 1.º grupo da Tabela Periódica. Compara o tamanho dos dois átomos e explica a razão dessa diferença.
 - 3.2 Assinala, com X, a opção correcta e justifica a tua resposta:
 - a) Raio de Na = raio de Na^+
 - b) Raio de Na > raio de Na^+
 - c) Raio de Na < raio de Na^+

4. O gráfico representa a variação da energia de ionização dos elementos de $Z = 1$ a $Z = 19$, em função do número atómico. As letras A, B, C, X e Y não são símbolos químicos.



Exercícios complementares

- 4.1 Os elementos A, B e C formam facilmente iões positivos? Justifica a tua resposta.
- 4.2 Explica a diferença de energia de ionização do elemento ${}_8\text{Y}$ e do elemento ${}_7\text{X}$ com base nas respectivas configurações electrónicas.
5. Associa cada gráfico, A, B e C, a cada propriedade periódica:
- primeira energia de ionização;
 - número de electrões de valência;
 - raio atómico.



6. O átomo de um elemento X, no estado excitado, apresenta a seguinte configuração electrónica: $X - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$.
- Escreve a configuração do átomo do elemento X no estado fundamental.
 - Indica a localização deste elemento na Tabela Periódica (grupo, período e bloco).
 - Considera agora o elemento Y, que pertence ao mesmo grupo de X e se situa na casa da Tabela Periódica imediatamente acima da de X. Escreve a configuração electrónica de Y.
 - As orbitais de valência dos átomos de Y estão completamente preenchidas? Justifica a tua resposta.
 - Qual dos elementos, X ou Y, apresenta um maior raio atómico?
7. Na tabela indicam-se as energias de primeira ionização de elementos, representados por A, B e C, pertencentes ao mesmo período da Tabela Periódica. A é um elemento do bloco s e B e C são elementos do bloco p.

Elemento	Energia de 1.ª ionização (kJ/mol^{-1})
A	418
B	1141
C	1349

- 7.1 Indica o elemento que:
- forma iões positivos com maior facilidade;
 - apresenta carácter metálico mais acentuado;
 - apresenta menor número de electrões de valência;
 - tem menor raio atómico.

Exercícios complementares

8. Na tabela seguinte, em que estão representados alguns iões, bem como alguns valores de raios iónicos.

Ião	${}_{17}\text{Cl}^-$	Raio iónico (pm)	133
	${}_{19}\text{K}^+$		181
	${}_{20}\text{Ca}^{2+}$		192

- 8.1 Associa correctamente a cada um dos iões o respectivo raio iónico.
 8.2 Compara o raio do anião ${}_{17}\text{Cl}^-$ com o do átomo que lhe deu origem.
 8.3 Qual dos elementos apresenta maior raio atómico: potássio ou cálcio?

9. Considera o elemento químico manganês (${}_{25}\text{Mn}$), cuja configuração electrónica (de energia mínima) é: $[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$.

- 9.1 Em que bloco da Tabela Periódica se situa este elemento?
 9.2 Justifica a razão para que o estado de oxidação mais comum do manganês seja +2.
 9.3 Indica uma configuração electrónica possível para um átomo de manganês num estado excitado.
 9.4 O elemento químico níquel (${}_{28}\text{Ni}$) apresentará maior ou menor raio atómico do que o manganês? Justifica.

10. Considera as configurações electrónicas dos átomos dos elementos P, Q, R, e S no estado fundamental. (As letras não correspondem aos símbolos químicos reais desses elementos.)



- 10.1 Localiza, na Tabela Periódica, os elementos representados por P e por Q.
 10.2 Tendo em conta as configurações electrónicas dos átomos dos elementos P, R e S, escreve-os por ordem crescente dos valores das respectivas energias de ionização, E_i .
 10.3 Escreve as configurações electrónicas dos iões Q^- e R^{2+} , no estado fundamental.

11. O elemento X tem a configuração electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ no seu estado fundamental. Considera o seguinte extracto da Tabela Periódica, em que as letras não correspondem a símbolos químicos:

	R	
Q	X	T

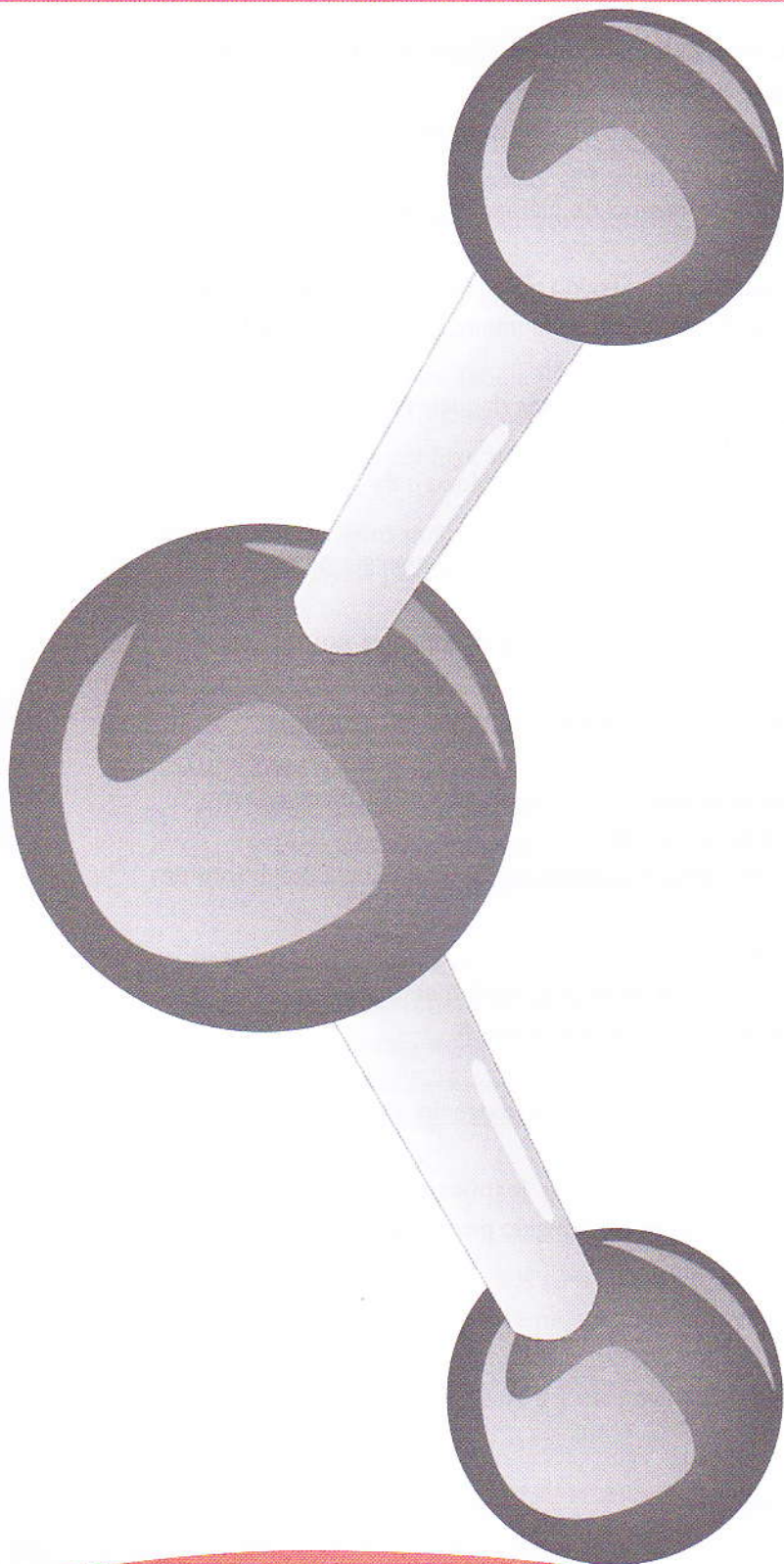
11.1 Das relações apresentadas a seguir, qual é a única correcta? Assinala com X.

- a) O elemento R tem maior raio atómico e maior energia de ionização do que o elemento X.
 b) O elemento Q tem maior raio atómico e menor energia de ionização do que o elemento X.
 c) Os elementos R e X têm o mesmo número de níveis de energia.
 d) O elemento T tem menor raio atómico e menor energia de ionização do que o elemento X.
 e) Os elementos Q, X e T têm o mesmo número de electrões de valência.

Exercícios complementares

12. A configuração electrónica de valência do ião X^{2-} , no estado de energia mínima, é $3s^2 3p^6$.
(A letra não é o símbolo químico do elemento.)
- 12.1 Das seguintes afirmações assinala, com X, a correcta.
- O número de electrões do ião é 16.
 - O elemento X está posicionado no grupo 18 e no 3.º período da Tabela Periódica.
 - O raio do elemento X é maior que o do ião X^{2-} .
 - Uma configuração electrónica possível para o átomo do elemento X num estado excitado é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 4s^1$.
 - O número de electrões de valência do átomo do elemento X é 2.
13. Na composição da bauxite, mineral de onde pode ser extraído o alumínio por redução electrolítica do respectivo óxido, podem encontrar-se não só óxido de alumínio como óxidos de ferro, de silício e de titânio.
- 13.1 Relativamente aos elementos Al, Fe, Si e Ti, componentes daqueles óxidos, assinala, com X, a opção correcta. (Consulta a Tabela Periódica.)
- Os elementos metálicos Al, Fe e Ti pertencem todos ao bloco *d* da Tabela Periódica dos Elementos.
 - A energia de (primeira) ionização do ferro, Fe, é inferior à energia de (primeira) ionização do titânio, Ti.
 - Os átomos Al e Si, não excitados, possuem electrões de valência em orbitais de número quântico secundário $l = 1$.
 - A configuração electrónica do ião Al^{3+} , não excitado, é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
14. Considera os elementos A e B, sobre os quais são conhecidas as seguintes afirmações:
- Configuração electrónica de um átomo B: $1s^2 2s^1 2p^4$.
 - Conjunto de números quânticos que caracterizam a orbital onde se encontra o electrão de valência de um átomo A: $n = 3; l = 1; m_l = 0$.
- 14.1 Indica o número atómico do elemento B.
- 14.2 Indica, justificando, se o átomo B se encontra no estado fundamental.
- 14.3 Indica a configuração electrónica de um átomo do elemento A.
15. As energias de ionização dos átomos de azoto, carbono e oxigénio são, respectivamente: $2,3 \times 10^{-18}$ J; $1,8 \times 10^{-18}$ J e $2,2 \times 10^{-18}$ J.
- 15.1 Indica qual dos átomos é ionizado com maior facilidade. Justifica a tua resposta.
- 15.2 Indica o que acontece se cada um desses átomos for atingido por radiação com uma energia igual a $2,2 \times 10^{-18}$ J.

Ligação química



No final desta unidade, deverás ser capaz de:

- explicar a natureza e a essência da ligação química;
- identificar os principais tipos de ligação química;
- identificar as forças intermoleculares;
- representar a estrutura espacial de moléculas simples;
- descrever a estrutura espacial de moléculas simples;
- caracterizar os diferentes tipos de ligação química;
- explicar a polaridade das moléculas;
- explicar o processo de obtenção dos metais mais importantes da indústria moçambicana;
- identificar as ligas metálicas mais importantes no quotidiano.

Introdução

Nesta unidade estudaremos a ligação química com base na configuração electrónica dos átomos e na Tabela Periódica. A ligação química leva-nos a compreender a razão pela qual se mantêm unidos os átomos, formando as moléculas, ou os iões, formando estruturas cristalinas.

Abordaremos ainda as ligações entre as moléculas, muito mais fracas do que as anteriores, mas que conferem propriedades bem diferentes das que essas substâncias teriam se as moléculas não interagissem umas com as outras.

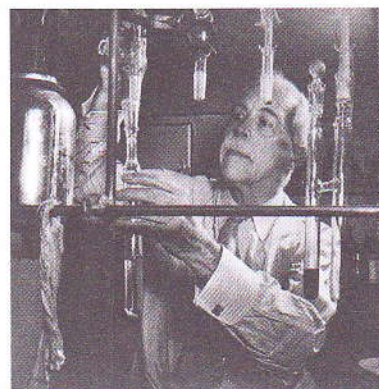
1. Estrutura de Lewis

Quando um átomo interage com outro para formar uma ligação química, só intervêm os electrões de valência, isto é, os electrões do nível de energia mais elevado.

Para evidenciar os electrões de valência, o químico americano Gilbert N. Lewis (1875-1946) propôs a seguinte simbologia:

- o átomo de um elemento químico é representado pelo seu símbolo químico;
- em torno desse símbolo desenham-se tantos pontos (ou cruces) quantos os electrões de valência do átomo.

Na tabela seguinte estão indicadas as representações de Lewis dos diferentes elementos representativos.



..... Figura 1: Gilbert N. Lewis.

IA	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A	
•H																		H•
•Li	•Be•											•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•	
•Na	•Mg•	3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•			
•K	•Ca•									•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•			
•Rb	•Sr•									•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•			
•Ca	•Ba•									•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn•			
•Fr	•Ra•																	

..... Tabela 1: Representações de Lewis dos elementos químicos representativos.

Observa-se, na tabela, que os átomos dos elementos químicos do mesmo grupo, com a mesma configuração electrónica de valência (embora tendo os electrões em níveis energéticos diferentes), apresentam estruturas de Lewis idênticas.

Exemplos:

H é o símbolo de Lewis para o átomo de hidrogénio, com a configuração electrónica de valência $1s^1$; B é o símbolo de Lewis para um átomo de boro evidenciando os três electrões de valência $2s^2 2p^1$. O símbolo B representa o núcleo do boro e os dois electrões interiores $1s^2$ (cerne do átomo); os três pontos representam somente os três electrões de valência $2s^2 2p^1$.

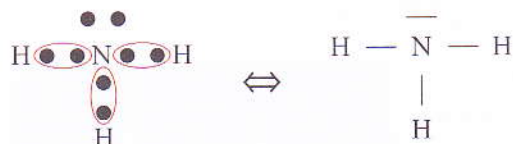
A estrutura de Lewis também é utilizada para representar estruturas de moléculas das mais simples às mais complexas.

O hidrogénio tem apenas um electrão, pelo que só poderá fazer uma ligação.

O azoto possui cinco electrões de valência: três deles fazem ligação com o hidrogénio (três ligações) e chamam-se electrões ligantes; os outros dois não fazem ligação e chamam-se electrões não ligantes. Na representação por traços da estrutura de Lewis, cada traço representa sempre dois electrões. Se o traço está entre dois átomos, representa a ligação entre eles. Se o traço não une dois átomos representa o par de electrões do átomo que não participou na ligação.

Exemplo:

Molécula de amoníaco



..... Figura 1: Estrutura de Lewis para a molécula de amoníaco.

2. Tipos de ligação química

A formação de ligações entre diferentes átomos e a estabilidade das estruturas que se formam podem ser previstas utilizando a regra do octeto, que abordaremos nesta unidade.

Vamos analisar as mais importantes ligações químicas.

1. Ligação covalente. Os electrões de valência de cada átomo redistribuem-se por entre diferentes átomos. Pode ser de três tipos:

- ligação covalente apolar;
- ligação covalente polar;
- ligação covalente dativa.

2. Ligação iónica. É formada por iões de cargas opostas. Se resultar da combinação entre átomos, ocorre transferência de electrões de um átomo para outro.

3. Ligação metálica. Alguns electrões periféricos de átomos de metais formam uma nuvem electrónica partilhada por um conjunto de outros átomos metálicos.

4. Ligações intermoleculares. Ligações mais fracas resultantes da interacção das moléculas entre si. Podem ser:

- ligações de Van der Waals;
- ligações atracção dipolo-dipolo;
- ligações ponte de hidrogénio.

2.1 Ligação covalente

Na ligação covalente, a ligação forma-se por partilha de electrões de ambos os átomos nela envolvidos.

As partículas que asseguram a ligação são os electrões que pertencem ao último nível de energia (electrões de valência).

Se a partilha for de:

- dois electrões (um par), a ligação diz-se simples;
- quatro electrões (dois pares), a ligação diz-se dupla;
- seis electrões (três pares), a ligação diz-se tripla.

Ao estabelecer-se a ligação, a molécula adquire um estado mais estável do que a presença dos átomos separados (possui uma menor energia).

2.1.1 Ligação covalente apolar

A ligação diz-se apolar quando o centro das cargas positivas e o centro das cargas negativas, incluindo a nuvem electrónica que fez a ligação, coincidem. Quer isto dizer que a nuvem de electrões que partilham a ligação está simetricamente colocada em relação ao núcleo dos átomos. Isto só é verdadeiramente possível se os átomos que fazem a ligação forem iguais.

Exemplos:

Constituem ligações apolares as existentes na molécula de hidrogénio (dihidrogénio), na molécula do oxigénio (dioxigénio), na molécula do azoto (diazoto), na molécula do cloro (dicloro), etc.

Molécula de hidrogénio – H₂

Nesta molécula, o único electrão de cada átomo é partilhado pelo outro, estabelecendo-se uma ligação covalente simples. A ligação, de acordo com Lewis, pode ser representada por uma cruz e um ponto ou por um traço.

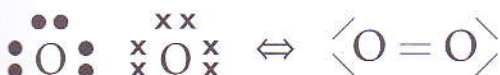


..... Figura 2: Estrutura de Lewis para a molécula de hidrogénio.

Molécula de oxigénio

Tendo em vista a estrutura de Lewis do átomo de oxigénio (tabela da pág. 51) o cerne do átomo fica rodeado por dois pares de electrões que não contribuem para a ligação (electrões não ligantes) e dois pares de electrões que fazem a ligação (electrões ligantes).

A ligação entre os dois átomos de oxigénio é pois covalente dupla.

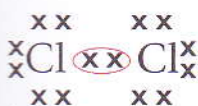


..... Figura 3: Estrutura de Lewis para a molécula de oxigénio.

Se observarmos a estrutura da molécula, verifica-se que existem 8 electrões periféricos em torno de cada átomo de oxigénio. Esta representação evidencia uma estrutura idêntica à de um gás nobre (excepto o hélio) no que respeita ao número de electrões de valência, o que lhe confere grande estabilidade.

Diz-se que cada átomo da molécula de oxigénio satisfaz a regra do octeto.

Esta regra utiliza-se na previsão da estrutura das moléculas quando estão presentes átomos de elementos do 2.º período da Tabela Periódica, que se ligam para formar moléculas simples.



..... Figura 4: Estrutura de Lewis para a molécula de cloro.

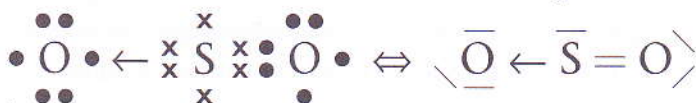
2.1.2 Ligação covalente dativa

Neste tipo de ligação, o par de electrões que participa na ligação é cedido por apenas um dos átomos.

A covalência dativa costuma ser representada por uma seta que vai do átomo doador para o átomo receptor do par de electrões. Em todo o caso, a regra do octeto é cumprida: cada átomo tem uma nuvem de oito electrões em redor.

Exemplo:

Molécula de dióxido de enxofre - SO₂:



..... Figura 5: Estrutura de Lewis para a molécula de dióxido de enxofre.

O enxofre faz duas ligações: uma ligação covalente dupla com um dos átomos de oxigénio e outra covalente dativa com o outro.

A regra do octeto é verificada: cada átomo de oxigénio e o átomo de enxofre possuem uma nuvem electrónica de oito electrões exteriores.

Nesta molécula o átomo de enxofre é doador porque cede um par de electrões ao oxigénio e este é denominado receptor, pois recebe um par de electrões cedido pelo enxofre.

2.1.3 Ligação covalente polar

No caso de ligações químicas em que participam elementos diferentes e, conseqüentemente, com diferença de electronegatividade, formam-se ligações covalentes ditas polares.

A nuvem de electrões que participa na ligação não está simetricamente distribuída pelos dois átomos da ligação, encontra-se mais desviada para cima do átomo mais electronegativo, formando dois pólos (dipolo).

O deslocamento da nuvem electrónica provoca uma distribuição assimétrica das cargas eléctricas.

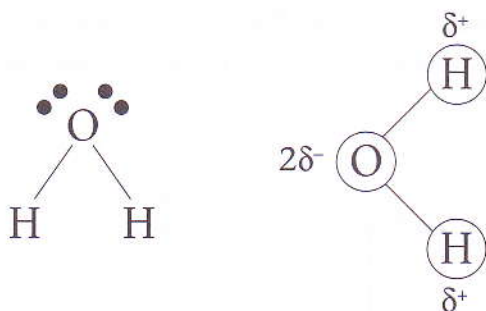
Com auxílio das tabelas da electronegatividade dos elementos de Pauling podemos determinar a polaridade das ligações covalentes.

Electronegatividade de alguns elementos químicos:

H 2,1						
Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10
Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,06	S 2,44	Cl 2,83
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74
Rb 0,89		In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,10	I 2,21

..... Tabela 2: Electronegatividade de alguns elementos químicos.

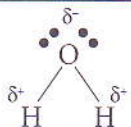
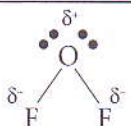
A tabela mostra que a electronegatividade se altera regularmente, segundo a posição do elemento na Tabela Periódica. Observa-se que os metais são menos electronegativos do que os não-metais e ao longo dos grupos a electronegatividade tende a diminuir de cima para baixo. Tomemos como exemplo a molécula da água com a seguinte estrutura:



..... Figura 6: Estrutura de Lewis para a molécula da água.

Na molécula da água, os electrões que formam as orbitais moleculares não são igualmente compartilhados entre os átomos: o oxigénio é mais electronegativo – exerce uma maior atracção sobre os electrões. A consequência é uma distribuição electrónica assimétrica na molécula, resultando uma densidade de carga negativa (–) sobre o átomo de oxigénio e densidades de carga positiva (+) sobre os átomos de hidrogénio. Esta propriedade, somada ao ângulo de ligação, torna a molécula da água polar.

Numa ligação química, a diferença de electronegatividade ($\Delta\chi$) entre os elementos leva a uma polarização da ligação: o átomo mais electronegativo atrai o par de electrões compartilhado, adquirindo uma carga eléctrica parcial negativa (δ^-), e o átomo menos electronegativo adquire carga eléctrica parcial positiva (δ^+) de mesmo valor em módulo. Observa o seguinte quadro:

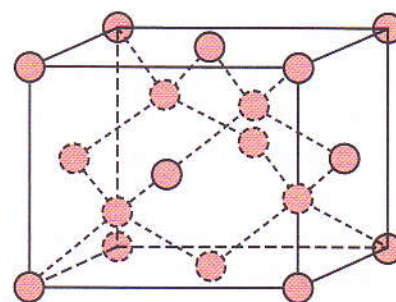
H — H $\Delta\chi = 0,0$		$\Delta\chi \text{ O - H} = 1,2$	Ligação homonuclear: $\Delta\chi = 0$ – ligação apolar. Ligação heteronuclear: $\Delta\chi > 0$ – ligação polar.
δ^- H — δ^- F $\Delta\chi = 1,8$		$\Delta\chi \text{ O - F} = 0,6$	
δ^- I — δ^- Br $\Delta\chi = 0,3$			

2.1.4 Rede atómica

Alguns não-metais, como o carbono, formam um tipo de cristais nos quais átomos do mesmo tipo se mantêm juntos por ligações covalentes. Chamam-se cristais ou redes atómicas gigantes.

Exemplos:

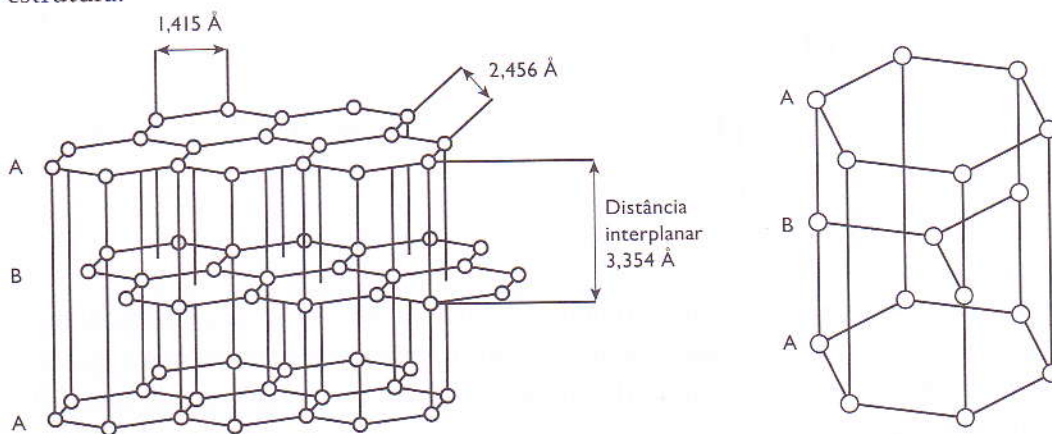
Diamante – cada átomo de carbono está ligado a outros quatro átomos de carbono formando uma estrutura muito dura (ligações muito fortes). A dureza do diamante, o mineral (natural) mais duro que se conhece, consegue cortar o vidro.



..... Figura 7: Estrutura do diamante.

Devido à ausência de electrões livres na rede atómica, o diamante não conduz a corrente eléctrica; é, por isso, um isolante eléctrico.

Grafite – cada átomo de carbono está ligado a outros três átomos de carbono. Forma uma estrutura hexagonal, onde as diferentes camadas podem deslizar umas sobre as outras. Esta estrutura não dá dureza à grafite (todos sabemos a facilidade com que se afiam os lápis) e permite que a grafite conduza a corrente eléctrica devido à existência de alguns electrões livres na sua estrutura.



..... Figura 8: Estrutura hexagonal da grafite. As letras A, B, A representam as diferentes camadas que se sobrepõem na estrutura da grafite.

2.2 Ligação iónica. Cristais iónicos

Os átomos dos elementos que possuem uma baixa energia de ionização, metais alcalinos e alcalino-terrosos, têm tendência a formar iões positivos, isto é, catiões.

Exemplo:

O sódio (Na) tende a formar o catião sódio (Na^+); o cálcio (Ca) tende a formar o catião cálcio (Ca^{2+}).

Os átomos de elementos com grande afinidade para os electrões, os halogéneos e o oxigénio, têm tendência a formar iões negativos, isto é, aniões.

Exemplo:

O cloro (Cl) tende a formar o anião cloreto (Cl^-); o oxigénio (O) tende a formar o anião oxigénio (O^{2-}).

Todos os iões são muito estáveis, pois possuem a configuração electrónica de valência igual à de um gás nobre (8 electrões, ou dois se a configuração for a do hélio).

Os iões com cargas opostas atraem-se. Essa atracção é do tipo atracção electrostática, pois tem origem nas cargas eléctricas.

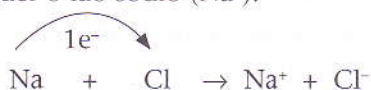
Denominam-se compostos iónicos aqueles cuja estrutura é formada por iões de cargas opostas.

Em geral, estes compostos formam redes iónicas onde estão dispostos, alternadamente, iões positivos e negativos; pertencem à família dos sais (sulfatos, carbonatos, nitratos, etc.) ou à família dos óxidos metálicos (óxido de zinco, de cálcio, de ferro, etc.).

Exemplo:

O cloreto de sódio é um composto iónico; a ligação entre o ião sódio e o ião cloreto é uma ligação iónica.

Um átomo de cloro transfere um electrão para o sódio, originando quer o ião cloreto (Cl^-), quer o ião sódio (Na^+).



O cerne do átomo de cloro tem a estrutura do gás nobre néon (Ne) e os electrões de valência (7) têm a configuração $3s^2 3p^5$. Simbolicamente, a configuração electrónica escreve-se:



Cada ião tem agora o seu último nível de electrões completo: o ião cloreto com a configuração do árgon (Ar) e o ião sódio com a configuração do néon (Ne).

2.2.1 Cristais iónicos

Os compostos iónicos, no estado sólido, formam uma rede cristalina que constitui um cristal iónico.

A maior parte dos minerais conhecidos, incluindo as pedras preciosas e semipreciosas, encontra-se na Natureza na forma de cristais iónicos.

O sal de cozinha, por exemplo, é um cristal iónico formado de iões de sódio e iões de cloro.

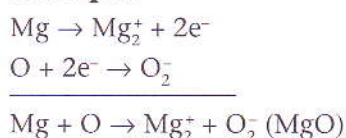
As forças que mantêm a coesão dos iões num cristal iónico são, em geral, muito fortes.

Os cristais de cloreto de sódio (vulgar sal das cozinhas) dissolvem-se muito bem em água, o que significa que a água é capaz de romper as ligações da rede iónica, libertando os iões para a solução. Neste caso, e noutros, as ligações que os iões mantêm na rede, no estado sólido, quebram-se na presença da água. A água é um bom solvente para alguns cristais iónicos, não será de todo para outros que são utilizados como pedras ornamentais na construção de edifícios (mármore, granitos e outros tipos de pedras constituídas por redes iónicas).

2.2.2 Equações iónicas

Uma equação iónica indica a transferência de electrões de um átomo para outro, originando os iões respectivos.

Exemplo:



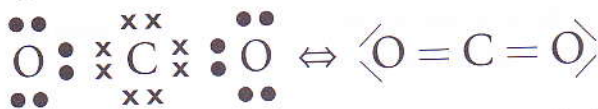
2.3 Polaridade das moléculas de um composto químico

Será que todas as moléculas com ligações covalentes polares são polares? A resposta é não.

Se as moléculas têm apenas dois átomos e a ligação entre eles é polar, a molécula e, obviamente, o composto formado por elas são polares.

É o caso da molécula de cloreto de hidrogénio no estado gasoso (ácido clorídrico), pois a ligação entre o cloro e o hidrogénio é uma ligação fortemente polar.

Moléculas como a do dióxido de carbono têm duas ligações covalentes polares; no entanto, como a sua geometria é linear, sendo o átomo de carbono central, os dipolos de cada uma das ligações têm sentidos opostos, fazendo com que se anulem, acabando a molécula por ser apolar.

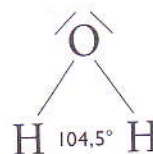


..... Figura 9: Estrutura de Lewis para a molécula de dióxido de carbono.

Moléculas como a da água ou do amoníaco, a primeira com duas ligações polares e o amoníaco com três ligações polares, têm uma geometria tal que os dipolos não se anulam. São, pois, moléculas polares, sendo os respectivos compostos, polares.

As moléculas polares apresentam, pois, um dipolo resultante que evidencia que o centro das cargas positivas e negativas não coincide. A nuvem electrónica global está desviada para a zona onde se encontra o ou os átomos mais electronegativos.

Muitas moléculas, em geral compridas e de estrutura mais complexa, podem apresentar zonas onde existam ligações covalentes polares. Esses compostos têm comportamentos especiais por apresentarem uma certa polaridade localizada. É o caso dos sabões e certos detergentes, assim como os álcoois.



..... Figura 10: Estrutura de Lewis para a molécula de amoníaco. É uma molécula plana com geometria angular.

2.4 Principais propriedades dos compostos iónicos e dos compostos covalentes

Compostos iónicos	Compostos covalentes
Formados por iões com carga contrária	Formados pela partilha de electrões
Pontos de ebulição e fusão elevados	Normalmente têm pontos de ebulição e fusão baixos
Formam cristais	Não formam cristais, exceptuando diamante e grafite
Não se dissolvem em solventes orgânicos	Dissolvem-se em solventes orgânicos
Conduzem corrente eléctrica quando fundidos ou em solução	Não conduzem corrente eléctrica (exceptuando a grafite)
As forças que mantêm o cristal são fortes	As forças moleculares são fracas

2.5 Forças intermoleculares

As moléculas de certos compostos podem estabelecer entre si interacções de natureza electrostática. A intensidade destas interacções e a sua origem variam de acordo com o tipo de moléculas em presença. De qualquer modo, são ligações muito mais fracas do que as ligações que os átomos ou iões fazem para formar moléculas, cristais iónicos, redes metálicas, etc.

As principais interacções intermoleculares são:

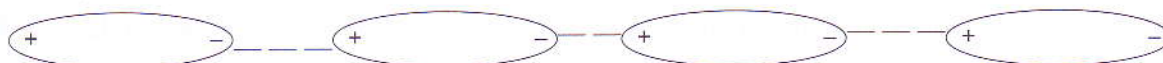
- forças de Van der Waals (interacção dipolo-dipolo e forças de dispersão de London);
- ligações ponte de hidrogénio.

2.5.1 Interações dipolo-dipolo

Consiste numa atracção electrostática entre moléculas polares. É uma interacção mais fraca do que a que existe entre iões de cargas diferentes, formando redes iónicas. Nesta ligação a atracção é entre o dipolo de uma molécula e o dipolo da molécula vizinha.

Exemplos:

As várias moléculas do iodeto de hidrogénio, HI, do dióxido de enxofre, SO₂, e do cloreto de hidrogénio gasoso fazem este tipo de ligação.



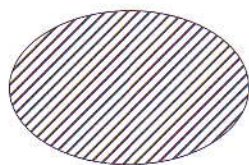
..... Figura 11: Interações dipolo-dipolo entre duas moléculas polares.

2.5.2 Forças de dispersão de London

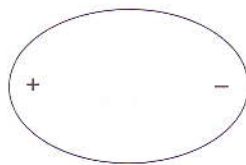
São forças atractivas que existem entre moléculas não polares. É uma interacção bastante fraca que é responsável, por exemplo, pela condensação de gases apolares.

Se se colocar um dipolo na vizinhança de uma molécula apolar, a distribuição electrónica desta última fica distorcida (ver figuras 12a, 12b e 12c), formando-se um dipolo induzido na molécula apolar.

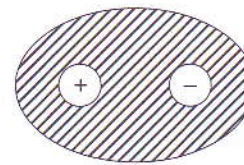
Diferentes dipolos induzidos podem interagir uns com os outros, resultando entre eles forças denominadas forças de dispersão de London.



..... Figura 12a: Molécula apolar.



..... Figura 12b: Dipolo.



..... Figura 12c: Dipolo induzido na molécula apolar.

As interações dipolo-dipolo e as forças de dispersão de London são denominadas, por muitos químicos, Forças de Van der Waals.

2.5.3 Ligação por pontes de hidrogénio

Verifica -se que o fluoreto de hidrogénio (HF) é líquido a uma temperatura em que o cloreto de hidrogénio (HCl), o brometo de hidrogénio (HBr) e o iodeto de hidrogénio (HI) são gasosos.

A água pode encontrar-se na fase de vapor, de líquido e de sólido (gelo).

A que se devem estes factos?

Em fase gasosa, à pressão e temperatura normais, as diferentes moléculas de um composto praticamente não interagem; na fase líquida as estruturas são mais fortes e mais fortes ainda no estado sólido.

Os compostos referidos, no estado líquido, possuem uma estrutura, onde as diferentes moléculas interagem entre si, formando ligações.

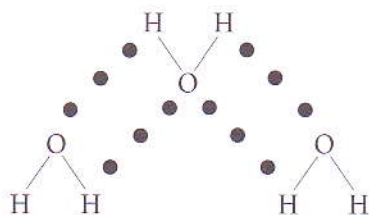
Essa ligação faz-se entre o hidrogénio de uma molécula e o átomo de acentuada electronegatividade da molécula vizinha e denomina-se ligação ponte de hidrogénio.

Exemplo:

A água

No estado vapor as moléculas da água não interagem umas com as outras.

No estado líquido, um dos pares de electrões não ligantes do átomo de oxigénio de uma molécula de água liga-se a um átomo de hidrogénio de outra molécula, por atracção electrostática. As moléculas de água deixam de ser livres e formam uma rede tetraédrica, com ligações ponte de hidrogénio, difíceis de romper, o que explica o elevado ponto de ebulição (100 °C) da água.



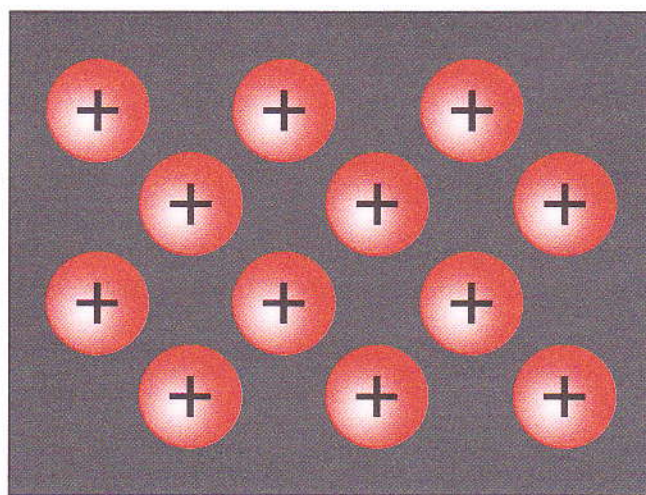
..... Figura 13: Ligação por pontes de hidrogénio, representada pelos pontos.

2.6 Ligação metálica

Numa ligação metálica, alguns electrões de valência dos átomos metálicos estão livres e deslocam-se por toda uma rede iónica positiva, constituída pelos iões metálicos (átomos que perderam alguns dos seus electrões).

As forças de atracção entre os diferentes iões metálicos e os electrões livres, traduzem uma interacção muito forte conferindo aos metais propriedades muito importantes que referiremos em seguida.

A figura 14 representa um corte feito numa rede metálica. Repara na disposição ordenada dos iões metálicos.



..... Figura 14: Corte numa secção de uma rede metálica com cargas positivas envolvidas pela nuvem electrónica.

2.6.1 Propriedades físicas dos metais

As propriedades físicas, macroscópicas, dos metais estão directamente relacionadas com a estrutura da rede metálica.

As principais propriedades são:

- **Elevados pontos de fusão e de ebulição**

Como as forças de atracção entre os iões metálicos e os electrões livres são muito intensas, é necessária uma quantidade elevada de energia térmica para romper essas ligações (de modo que o sólido passe ao estado líquido e depois vaporize), que se fazem sentir em toda a rede.

- **O brilho e a cor**

Quando polidos, os metais apresentam-se brilhantes pelo facto de reflectirem a luz que neles incide. Se o metal reflecte todas as radiações visíveis, a sua cor é prateada. Se o metal não reflectir uma determinada cor, é porque a absorveu e, então, reflecte apenas a cor que não absorve. (O ouro é amarelo porque não absorve a radiação amarela e absorverá as outras.) É a presença de electrões livres que permite aos metais reflectirem a luz, uma vez que esses electrões podem ser excitados por absorção de radiação e voltar ao estado inicial emitindo radiação no domínio do visível.

- **Dureza e densidade**

A dureza é uma propriedade do metal que lhe dá a capacidade de resistir, de forma permanente, à deformação (encurvar, partir, mudar de forma, etc.) quando sujeito a forças exteriores. Os metais são, em geral, densos e duros devido ao modo como os iões positivos da rede metálica estão em estruturas muito compactas.

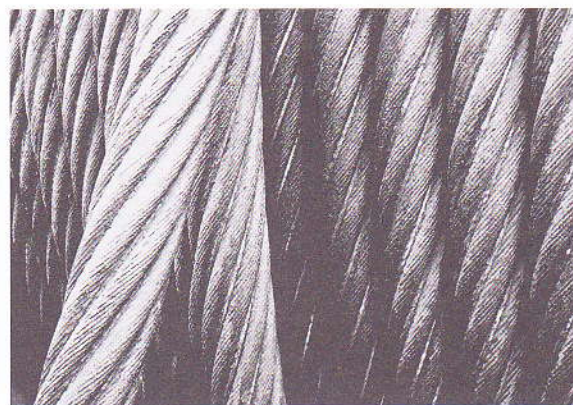
- **Ductilidade e maleabilidade**

A ductilidade é a propriedade de um metal que permite que ele seja esticado e se obtenham fios finíssimos; por exemplo, com cerca de 30 gramas de ouro é possível obter cerca de 85 metros de fio. A maleabilidade permite moldar e deformar, obtendo-se folhas que podem atingir espessuras muito reduzidas. A distorção dos metais não rompe a ligação metálica, porque os deslocamentos dos diferentes planos da rede metálica não alteram, significativamente, as forças de ligação.

2.6.2 Ligas metálicas

Uma liga metálica é uma solução sólida que se obtém por arrefecimento de uma mistura homogénea fundida, de um metal com um ou vários elementos metálicos ou não metálicos.

As propriedades de uma liga metálica são diferentes das propriedades do metal, podendo torná-lo menos maleável e dúctil, ou dificultar os movimentos de umas camadas da rede sobre as outras. É o papel do carbono e do azoto quando preenchem os espaços entre os iões de ferro.



..... Figura 15: O aço é uma liga metálica. O seu componente principal é o ferro.

2.6.2.1 Principais ligas

Ligas metálicas	Composição	Usos
Aço inoxidável	Fe + C + Cr + Ni	Peças de carros, brocas, utensílios para casa, ...
Bronze	Cu + Sn	Sinos, moedas, estátuas, ...
Latão	Cu + Zn	Tubos, torneiras, armas, radiadores, ...
Solda vulgar	Pb + Sn	Solda usada em muitos materiais, ...

2.6.3 Outras propriedades

2.6.3.1 Aderência entre metais

Os metais aderem bem à superfície de outros metais. É possível ligar duas barras de ferro forjando-as: aquecem-se as extremidades das duas barras, colocam-se uma em cima da outra numa bigorna e bate-se-lhes com um martelo pesado.

A aderência entre os metais resulta do facto de, quando dois corpos metálicos se tocam, os electrões livres passarem de um metal para o outro, ocupando também os espaços entre os iões que pertencem a redes metálicas diferentes. Assim, os metais ficarão ligados.

Durante a forja, as pancadas do martelo destroem a camada de impurezas das superfícies e juntam as redes metálicas. A temperatura alta facilita um novo arranjo dos iões numa rede única.

2.6.3.2 Soldadura

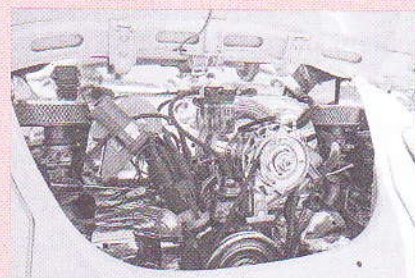
O cobre e o latão podem ser soldados com estanho ou, para conseguir uma ligação mais resistente, com prata.

Para fazer pegar o estanho na superfície do metal durante a soldadura, é preciso tratar as superfícies a soldar com ácido clorídrico. Este elimina a camada de óxido do metal na superfície. O estanho fundido enche todas as irregularidades das superfícies metálicas a soldar.

Curiosidade...

Uma soldadura indesejável é aquela que acontece quando um motor gripa.

O fenómeno de gripar ocorre devido ao contacto permanente de metais a altas temperaturas, o que dá origem à união das redes metálicas. No motor de um automóvel, a cambota (que gira) é suportada por bronzes. A lubrificação garante que entre o aço da cambota e o bronze haja uma camada de óleo, que impede que os dois metais se toquem. Os pistões movem-se nos cilindros. Nas paredes dos cilindros existe igualmente óleo de lubrificação. Faltando a lubrificação, haverá contacto entre o metal do cilindro e o dos segmentos do pistão. As redes metálicas unir-se-ão, bloqueando o motor. Diz-se então que o motor gripou.



..... Figura 16: Diz-se que um motor gripou quando as redes metálicas se uniram, bloqueando-o.

2.7 Metais importantes da indústria moçambicana

Moçambique possui uma diversidade geológica que oferece uma grande variedade de minerais, nomeadamente o carvão mineral, e metais, incluindo o ouro, o urânio, o titânio e a bauxite. Actualmente, a indústria metalúrgica em Moçambique resume-se à indústria de fundição de alumínio e fundição de ferro. Este sector produz essencialmente chapa galvanizada, alumínio, eléctrodos para soldadura, arame e varão de ferro. Existem igualmente outras actividades, em pequena escala, de exploração e processamento de metais preciosos (ouro e prata). Esta actividade é feita geralmente por operadores privados.

O quadro seguinte mostra, resumidamente, os metais mais importantes da indústria moçambicana, a sua ocorrência na Natureza, obtenção e aplicações.

Metal	Ocorrência e obtenção	Aplicações
Alumínio	Obtém-se a partir de um minério, a bauxite. A obtenção da generalidade dos metais ocorre em três etapas: mineração, refinaria e redução.	A sua leveza, condutividade eléctrica, resistência à corrosão e baixo ponto de fusão permitem uma multiplicidade de aplicações do alumínio: meios de transporte, construção civil (janelas, portas, divisórias, grades, etc.), embalagens (papel de alumínio, latas, etc.), utensílios de cozinha, ferramentas, etc.
Cobre	Ocorre na Natureza sob a forma de: pirites (sulfetos) primárias – calcosina (S_2Cu), covelina (SCu); pirites secundárias – calcopirites (S_2FeCu); e minerais como a bornite (Cu_5FeS_4).	É usado sobretudo como metal condutor (fios e cabos). Outras aplicações: motores eléctricos, cunhagem de moedas (com níquel) e tubos de condensadores. Associados a outros metais, os óxidos de cobre formam materiais supercondutores.
Ferro	Faz parte de diversos minerais, em geral óxidos, FeO (óxido de ferro II) e Fe_2O_3 (óxido de ferro III).	É usado na produção de aço, liga metálica para fabrico de ferramentas, máquinas, veículos automóveis, navios, etc. Na construção civil, é um elemento estrutural de pontes, edifícios e outras aplicações.
Ouro	O ouro e o zinco, por serem inertes, fazem parte dos chamados metais não combinados. Por isso, ocorrem geralmente como metais. O ouro é extraído por um processo denominado lixiviação com cianeto ou mercúrio (substâncias tóxicas). Esta prática provoca graves problemas ambientais.	Objectos de adorno.
Prata	Metal não combinado.	Objectos de adorno.
Zinco	Ocorre na Natureza sob a forma de carbonato $ZnCO_3$ (smithsonite) e sulfureto ZnS (blenda).	É usado sobretudo na galvanização do aço ou ferro (protecção contra a corrosão). Contribui para o bom funcionamento do sistema imunitário e é necessário para a cicatrização de ferimentos. É um elemento essencial no metabolismo humano.



..... Figura 17: A fundição de ferro tem um lugar de destaque na indústria metalúrgica em Moçambique.

2.8 Gestão de resíduos sólidos

Nos últimos anos, observa-se uma mudança de atitude em relação à gestão de resíduos sólidos em Moçambique. Os metais (sucatas) provenientes de máquinas, aparelhos, carros e outros instrumentos avariados e sem uso constituíam um problema ambiental muito sério, particularmente nas grandes cidades.

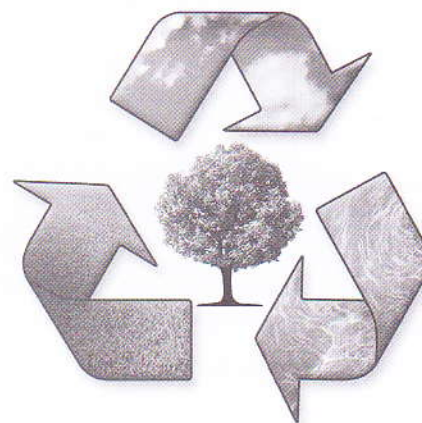
A mudança de atitude foi decisivamente influenciada pela implementação de iniciativas de recolha e venda de resíduos sólidos, incluindo os metais, para fins de reciclagem.

Cada vez mais, os resíduos são considerados não como lixo, mas como recurso. Assim, a recuperação e reciclagem dos materiais é fundamental para a valorização dos resíduos.

A reciclagem consiste num conjunto de processos que permite aproveitar os materiais usados e que já não têm utilidade para nós – os resíduos – para fabricar produtos completamente novos. Desta forma, os materiais que se tornariam lixo são separados e levados para fábricas, que os transformam em algo que utilizamos no dia-a-dia.

A reciclagem tem muitas vantagens, nomeadamente:

- a poupança de recursos naturais (evita recorrer-se à matéria-prima para o fabrico de novos produtos);
- a diminuição da poluição do solo, da água e também do ar (os resíduos não são depositados no meio natural, mas reaproveitados);
- a melhoria da limpeza e higiene das localidades, já que diminui a quantidade de resíduos;
- a criação de postos de trabalho nos centros de reciclagem.



..... Figura 18: Composição fotográfica com base no símbolo da reciclagem.

Exercícios

1. Por que razão os átomos de elementos se mantêm juntos formando estruturas de substâncias diferentes?
2. Que tipo de ligações químicas conheces?
 - 2.1 Caracteriza cada tipo de ligação química.
3. Escreve a estrutura de Lewis para o átomo de azoto.
4. Das seguintes substâncias químicas: CH_3OCH_3 , CH_4 e HCOOH , indica as que não podem formar ligações por pontes de hidrogénio.
 - 4.1 Justifica.
5. Dá exemplos de ligas metálicas e sua aplicação.
6. Explica por que razão os metais aderem bem à superfície de outros metais.
7. Completa a tabela seguinte:

Fórmula química	Tipo de ligação química	Nome da substância
HCl		
		Grafite
		Sulfureto de cézio
Sn		

8. Dá exemplos de metais importantes na indústria moçambicana.
9. Indique os principais produtos na indústria metalúrgica em Moçambique.
10. O que entendes por reciclagem?
 - 10.1 Menciona as vantagens da reciclagem.

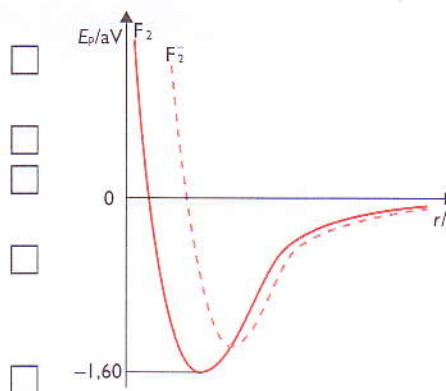
Exercícios complementares

1. Considerando os números atômicos do cloro, do oxigênio e do azoto (17, 8 e 7, respectivamente), indica:
- o número de electrões de valência de cada átomo;
 - a carga dos respectivos núcleos;
 - quantos electrões ligantes e não ligantes há nas moléculas Cl_2 , O_2 e N_2 ;
 - o tipo de ligação estabelecida em cada molécula e a respectiva ordem das ligações.

2. No gráfico abaixo, a curva a cheio traduz a variação de energia potencial, E_p , em electrão-volt (eV), do sistema constituído por dois átomos de flúor, F, a uma distância internuclear, r , quando esses átomos se aproximam para formar a molécula F_2 . Na mesma figura, a curva a tracejado refere-se ao ião molecular F_2^- .

2.1 Com base no gráfico, assinala, com X, a afirmação correcta.

- A energia de ligação flúor-flúor diminui quando a molécula F_2 origina o ião F_2^- .
- O valor do comprimento da ligação flúor-flúor diminui quando F_2 origina o ião F_2^- .
- O ião F_2^- é mais estável que a molécula F_2 .
- O electrão que o ião F_2^- possui a mais, em relação a F_2 , tem efeito ligante.
- A formação de uma molécula de F_2 a partir de dois átomos de flúor requer a absorção de 1,60 eV.



3. A partir da configuração electrónica do átomo de azoto, ${}_7\text{N}$, indica a fórmula de estrutura de NH_3 .
4. Qual das moléculas tem maior energia de dissociação: F_2 ou O_3 ? Justifica.
5. Classifica as afirmações seguintes como verdadeiras (V) ou falsas (F).
- O comprimento de ligação N – N em N_2 é maior do que o comprimento de ligação O – O em O_2 .
 - Átomos de hidrogénio só podem estabelecer ligações simples.
 - A ligações mais fortes correspondem, geralmente, moléculas mais estáveis.
 - As ligações em H_2O são mais fortes do que em O_2 , pois há mais átomos envolvidos.
6. As moléculas de água, H_2O , e de dióxido de carbono, CO_2 , têm estruturas bem definidas, a que correspondem propriedades físicas e químicas distintas. Classifica como verdadeira (V) ou falsa (F) cada uma das afirmações seguintes.
- Na molécula de CO_2 existem quatro pares de electrões não ligantes.
 - Na molécula de H_2O existem dois pares de electrões partilhados.
 - As duas moléculas (H_2O e CO_2) apresentam geometria linear.

Exercícios complementares

- d) Na molécula de H_2O existe um par de electrões não ligantes.
- e) Na molécula de CO_2 , as ligações carbono-oxigénio têm diferentes comprimentos.
- f) O ângulo de ligação na molécula de H_2O é superior ao ângulo de ligação na molécula de CO_2 .
- g) Na molécula de H_2O existem quatro electrões ligantes e quatro não ligantes.
- h) Na molécula de CO_2 nem todos os electrões de valência são ligantes.

7. As moléculas de fluoreto de hidrogénio e os iões cianeto têm, respectivamente, as seguintes fórmulas de estrutura: $\text{H} - \overline{\text{F}}|$ e $|\text{C} \equiv \text{N}|^-$

7.1 Indica, para cada uma destas espécies químicas:

- o número de electrões de valência;
- o número de electrões que ocupam a região internuclear;
- o tipo de ligação covalente estabelecida e a respectiva ordem de ligação;
- o número de pares de electrões não ligantes.

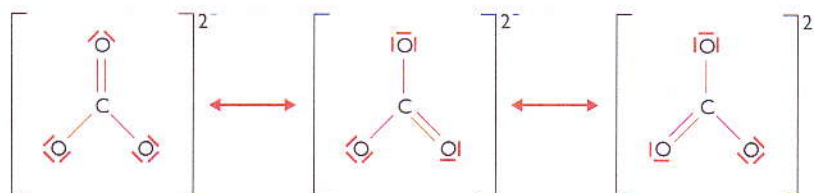
8. O monóxido de carbono, CO , e o dióxido de carbono, CO_2 , são gases que existem na atmosfera, provenientes de fontes naturais (fogos florestais, emissões vulcânicas) e de fontes antropogénicas (combustões domésticas e industriais, escapes de veículos motorizados). As moléculas CO e CO_2 podem ser representadas, respectivamente, por:



8.1 Substitui as letras (a) e (b) pelas palavras *maior* e *menor* de modo a tornar verdadeira a afirmação seguinte:

A ligação carbono-oxigénio na molécula CO_2 tem ___(a)___ energia e ___(b)___ comprimento do que a ligação carbono-oxigénio na molécula CO .

9. O ião carbonato, CO_3^{2-} , tem uma estrutura que pode ser descrita como um híbrido de ressonância:



9.1 Assinala com X a opção correcta.

- As ligações estabelecidas entre o átomo de carbono e o de oxigénio neste ião são covalentes simples.
- A ligação entre o átomo de carbono e cada um dos átomos de oxigénio é diferente.
- Qualquer das fórmulas acima indicadas pode representar a estrutura deste ião.
- Todas as ligações carbono-oxigénio no ião CO_3^{2-} têm o mesmo comprimento e a mesma energia de ligação.

Exercícios complementares

10. O monóxido de carbono, CO, o dióxido de carbono, CO₂, e o ião carbonato, CO₃²⁻, são constituídos por átomos de carbono, ₆C, e de oxigénio, ₈O.

10.1 Relativamente a estas espécies químicas, assinala, com X, a afirmação verdadeira.

- a) O ião carbonato apresenta geometria piramidal trigonal.
- b) A ordem da ligação carbono-oxigénio é igual no monóxido e no dióxido de carbono.
- c) Na molécula de dióxido de carbono, a geometria é linear porque o átomo central só possui electrões ligantes.
- d) As ligações carbono-oxigénio no ião carbonato têm energia e comprimento diferentes.
- e) As moléculas de monóxido e de dióxido de carbono são ambas apolares.

11. Com base nos dados da tabela seguinte, indica:

Molécula	Ligação	Energia de ligação (kJ.mol ⁻¹)
O ₂	O = O	499
N ₂	N ≡ N	941
H ₂	H - H	436

- a) o número de electrões ligantes e não ligantes para cada molécula;
- b) a ordem de ligação para cada molécula;
- c) a ligação de maior comprimento (justifica a tua resposta);
- d) a molécula mais estável.

12. Indica o tipo de interacção que se manifesta:

- a) entre moléculas NH₃(l);
- b) entre moléculas CH₄(l).

13. H₂O tem maior ponto de ebulição que H₂S porque possui (assinala, com X, a resposta correcta):

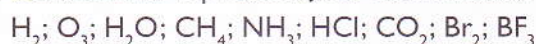
- a) geometria angular.
- b) menor massa molar.
- c) ligações tipo dipolo-dipolo.
- d) ligações por pontes de hidrogénio.
- e) ligações do tipo Forças de London.

14. Das substâncias abaixo apresentadas, assinala, com X, a que deve possuir maior ponto de ebulição e justifica a resposta.

- a) Cl₂
- b) C₂H₆
- c) H₃C - CH₂ - CH₂ - COOH
- d) H₂C = CH - CH₃
- e) H₃C - CH₂ - CH₂ - CH₃

Exercícios complementares

15. Considera as representações das moléculas das seguintes substâncias:



15.1 Indica as que apresentam geometria:

- | | |
|----------------------|--------------------------|
| a) linear; | d) piramidal triangular; |
| b) tetraédrica; | e) angular. |
| c) triangular plana; | |

15.2 Indica as moléculas:

- a) polares;
b) apolares.

15.3 Indica as moléculas que, embora sendo apolares, apresentam ligações polares.

16. Das seguintes afirmações, relativamente a forças existentes nas moléculas, indica as verdadeiras (V) e as falsas (F).

- a) Todas as moléculas possuem forças intermoleculares de dispersão de London.
- b) Só as moléculas apolares possuem forças intermoleculares de dispersão de London.
- c) Considerando a parede molhada, também se estabelecem ligações entre as moléculas de água, que são predominantemente por pontes de hidrogénio.
- d) As forças intermoleculares por ponte de hidrogénio são mais intensas do que as de dispersão de London.
- e) As forças intermoleculares por ponte de hidrogénio ocorrem em qualquer molécula, ainda que de fraca intensidade.
- f) As forças intermoleculares são mais intensas que as ligações intramoleculares.

17. Alguns metais combinam-se para formar misturas homogéneas sólidas: as ligas metálicas.

17.1 Considera as seguintes ligas:

- 1) Constantan: 58% Cu + 2% Mg + 40% Ni
2) Latão branco: 80% zinco + 20% Cu
3) Bronze: 80% cobre + 20% Sn
4) Ouro branco: 75% Au + 10% Ni + 10% Pd + 5% Zn

17.1.1 Classifica a liga 1) quanto ao número de elementos que a constitui.

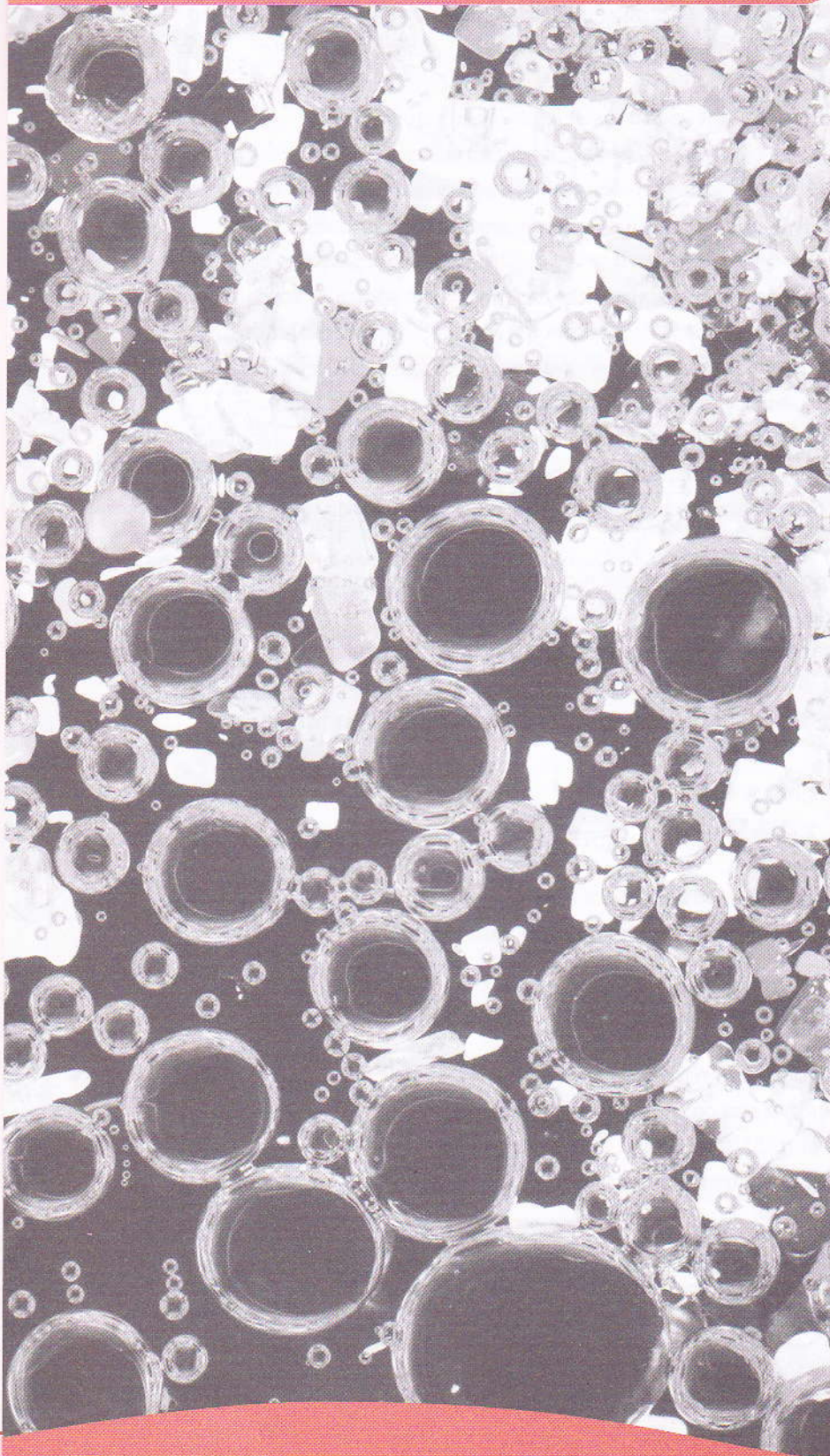
17.1.2 Indica uma liga de zinco.

18. Assinala, com X, a afirmação falsa.

- a) O ferro aparece na Natureza no estado nativo.
- b) O cobre é muito utilizado devido à sua condutibilidade eléctrica.
- c) O nitinol é uma liga de níquel com 55% de níquel e 45% de titânio.
- d) As ligas em que entra o mercúrio chamam-se amálgamas.
- e) O ouro de 24 quilates é ouro puro.

19. Justifica o aparecimento de diferentes ligas metálicas.

Classes principais dos compostos inorgânicos



No final desta unidade, deverás ser capaz de:

- definir, classificar e nomear óxidos, bases, ácidos e sais;
- descrever as propriedades e os principais métodos de obtenção laboratorial e industrial dos óxidos, bases, ácidos e sais;
- mencionar as aplicações dos principais óxidos, bases, ácidos e sais;
- escrever e interpretar as equações químicas iónicas e moleculares que representam as reacções entre substâncias inorgânicas;
- definir ácido e base segundo a Teoria de Arrhenius;
- nomear alguns indicadores ácido-base.

Introdução

Nesta unidade temática dá-se continuidade ao estudo das funções dos compostos inorgânicos iniciado nas 8.^a e 9.^a classes.

Por função química entende-se o conjunto de substâncias que apresentam propriedades químicas semelhantes, denominadas propriedades funcionais. A função química de um composto é identificada pelo seu radical funcional, que pode ser um átomo ou conjunto de átomos responsável pelas propriedades semelhantes, apresentadas pelos compostos com a mesma função.

As funções mais importantes da química inorgânica são: óxido, ácido, base e sal.

1. Óxidos

1.1 Definição, classificação e nomenclatura

1.1.1 Definição

Óxidos são compostos binários em que um dos elementos é o oxigénio, sendo este, ao mesmo tempo, o elemento mais electronegativo. Como consequência, os compostos binários oxigenados de flúor, difluoreto de oxigénio (OF_2) e monofluoreto de oxigénio (OF) não são óxidos, pois o flúor é mais electronegativo do que o oxigénio. Tão-pouco são conhecidos os óxidos dos gases nobres, com excepção do trióxido de xénon (XeO_3).

Em geral, um elemento possui mais de um óxido. Isso ocorre por dois motivos:

- o elemento que se liga ao oxigénio apresenta número de oxidação variável;

Exemplo:

Cloro: Cl_2O , ClO e ClO_2 (Nox do Cl respectivamente +1, +2 e +4).

- o oxigénio apresenta número de oxidação variável.

Exemplo:

Óxidos de sódio: Na_2O , Na_2O_2 e NaO_2 .

1.1.2 Classificação

A classificação dos óxidos obedece a dois critérios: estrutura e propriedades químicas.

1. Quanto à estrutura, os óxidos podem ser:

a) **óxidos iónicos:** o oxigénio combina-se com elementos metálicos, como metais alcalinos, alcalino-terrosos e o alumínio;

b) **óxidos covalentes:** o oxigénio combina-se com elementos não metálicos, tais como o fósforo, o enxofre e o cloro, formando com cada um desses elementos vários óxidos, porque o elemento que se liga ao oxigénio pode apresentar um número de oxidação variável. Nos óxidos Cl_2O , ClO e ClO_2 , o cloro apresenta, respectivamente, o número de oxidação +1, +2 e +4.

2. Quanto às propriedades químicas, os óxidos podem ser:

- óxidos ácidos ou anídridos;
- óxidos básicos;
- óxidos anfóteros;
- peróxidos;
- superóxidos.

1.1.3 Nomenclatura

Para facilitar a compreensão de algumas passagens textuais, começaremos por apresentar o conceito de **número de oxidação (NOX)**.

O número de oxidação (NOX) é o número que resulta da entrega ou recepção de electrões ou ainda da aproximação ou afastamento de electrões entre átomos.

Por exemplo, no composto ácido cloroso (HClO_2) temos os seguintes números de oxidação:

- Cl = +3 (do átomo do cloro afastaram-se 3 electrões);
- O = -2 (a cada um deles aproximaram-se 2 electrões);
- H = +1 (do átomo do hidrogénio afastou-se 1 electrão).

Para os óxidos de elementos com número de oxidação constante, o nome dos óxidos forma-se usando a palavra «óxido» seguida da preposição «de» e do nome do elemento que se combinou com o oxigénio, como por exemplo os elementos dos 1.º e 2.º grupos, o alumínio, o boro e o silício, entre outros.

Exemplos:

CaO – óxido de cálcio;
BaO – óxido de bário;
 B_2O_3 – óxido de boro;
 Al_2O_3 – óxido de alumínio.

Se o NOX é variável, como alguns elementos do bloco *d* (Fe, Cu, Mn e Cr) e os não-metais dos grupos 15, 16 e 17, é necessário identificar os diferentes óxidos, o que pode ser feito de dois modos:

1. Com os sufixos *-oso* ou *-ico* empregues no elemento que se combinou com o oxigénio, reservando-se o primeiro ao NOX menor e o segundo ao NOX maior.

Exemplos:

FeO – óxido ferroso;
 Fe_2O_3 – óxido férrico;
 Cu_2O – óxido cuproso;
CuO – óxido cúprico.

2. Com a palavra «óxido» seguida da preposição «de», do nome do elemento que se combinou com o oxigénio e do algarismo romano indicativo do número de oxidação do mesmo.

Exemplos:

FeO – óxido de ferro II;
 Cu_2O – óxido de cobre I;
 Fe_2O_3 – óxido de ferro III;
CuO – óxido de cobre II.

A nomenclatura também pode ser atribuída indicando-se o número de átomos de oxigénio presentes no óxido, através dos prefixos indicativos deste número.

Exemplos:

FeO – monóxido de ferro;

Fe₂O₃ – trióxido de ferro;

SO₂ – dióxido de enxofre;

SO₃ – trióxido de enxofre.

1.2 Propriedades químicas dos óxidos

A grande maioria dos óxidos pode classificar-se em **óxidos básicos** e **óxidos ácidos**, dependendo se originam uma solução básica ou ácida quando dissolvidos em água, ou quando reagem com bases ou ácidos em determinadas reacções.

Mas os óxidos também podem ser **óxidos anfóteros**, isto é, óxidos que possuem propriedades básicas ou ácidas, consoante estiverem em presença de um ácido ou de uma base; ou **peróxidos** e **superóxidos**, isto é, óxidos nos quais o oxigénio apresenta um número de oxidação diferente de -2.

1.2.1 Óxidos básicos

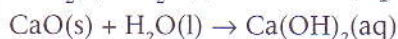
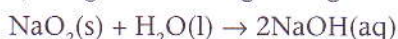
São compostos iónicos, formados fundamentalmente por elementos dos 1.º e 2.º grupos da Tabela Periódica. Quanto maior o seu carácter metálico, isto é, menor energia de ionização, maior será o carácter iónico da ligação com o oxigénio, e portanto o óxido terá propriedades básicas mais acentuadas.

Como o carácter metálico aumenta quando se desce no grupo, os óxidos com número atómico mais elevado, têm o carácter básico mais acentuado.

Assim, o óxido de potássio (K₂O) é mais básico do que o óxido de sódio (Na₂O); e o óxido de magnésio (MgO) é mais básico do que o de berílio (BeO).

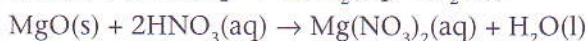
1.2.1.1 Reacções químicas mais importantes

a) Reagem com a água originando uma base:



b) Reagem com os ácidos, formando um sal e água:

O óxido de magnésio é praticamente insolúvel na água, logo não reage com ela, no entanto reage com os ácidos.

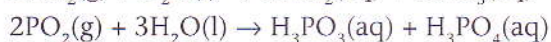
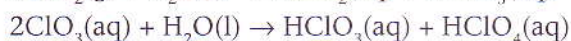
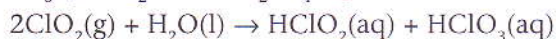
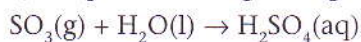


1.2.2 Óxidos ácidos

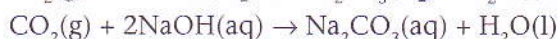
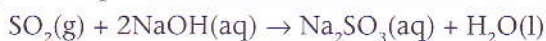
São óxidos covalentes, onde o oxigénio se encontra ligado fundamentalmente ao enxofre, cloro e fósforo.

1.2.2.1 Reacções químicas mais importantes

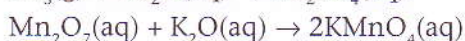
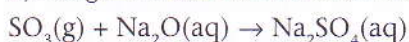
a) Reagem com a água originando um ou dois ácidos:



Nota: Em quase todos os óxidos ácidos o elemento combinado com o oxigénio é um não-metal. Alguns há, porém, que têm um metal, do bloco *d* da tabela, podendo formar óxidos com diferentes números de oxidação, tais como: CrO_3 , MnO_3 e Mn_2O_7 . Estes óxidos só têm propriedades ácidas quando apresentam os maiores números de oxidação (NOX do crómio +6, manganês +6 e +7).



b) Reagem ainda com óxidos básicos formando um sal:



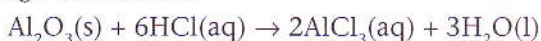
1.2.3 Óxidos anfóteros

Óxidos anfóteros são aqueles que podem reagir tanto com ácidos como com bases; originando, em ambos os casos, um sal e água.

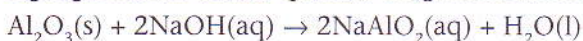
Como vimos anteriormente, em geral, os óxidos metálicos têm carácter básico, e a maioria dos óxidos de não-metais tem propriedades ácidas. As propriedades anfóteras são exibidas por elementos químicos com uma posição intermédia dentro de um período da Tabela Periódica.

Exemplos:

O óxido de alumínio, praticamente insolúvel na água, revela propriedades básicas quando reage com ácidos:



E propriedades ácidas quando reage com uma base:



Outros exemplos:



Nota: O dióxido de silício (SiO_2), conhecido por quartzo, é insolúvel na água, não reagindo, portanto, com ela. No entanto é um óxido com propriedades ácidas, reagindo com bases concentradas (o silício é um elemento químico do grupo 14 da Tabela Periódica).

1.2.4 Peróxidos e superóxidos

O oxigénio forma três tipos de óxidos:

- óxidos normais (estudados anteriormente);
- peróxidos;
- superóxidos.

De acordo com o seu estado de oxidação, o oxigénio pode formar os seguintes iões:

|O| (2⁻) (óxido normal)

|O – O| (2⁻) (peróxido)

|O – O| (-1) (superóxido)

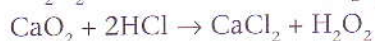
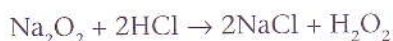
1.2.4.1 Peróxidos

Alguns óxidos aparentam ter excesso de oxigénio em relação à valência do outro elemento. A estes óxidos dá-se o nome de peróxidos.

Explica-se o aparente excesso de oxigénio nos peróxidos pela combinação dos dois átomos de oxigénio entre si, isto é, pela ligação simples, O–O ou O:O, de modo que cada oxigénio fica apenas com uma das suas valências para se combinar com o outro elemento. Na prática, tudo se passa como se o oxigénio tivesse um número de oxidação igual a -1.

1.2.4.1.1 Propriedades químicas

Todos os óxidos que reagem com ácidos diluídos produzindo sal e água oxigenada são peróxidos:



1.2.4.2 Superóxidos

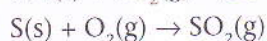
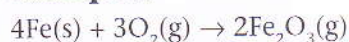
Os superóxidos ou polióxidos são uma variedade dos peróxidos e são identificáveis pela fórmula em que o oxigénio se comporta como se tivesse NOX -1/2.

1.3 Métodos de obtenção dos óxidos

Os óxidos podem ser obtidos por:

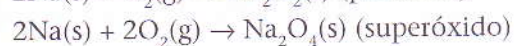
a) Reacção entre o oxigénio e um outro elemento químico.

Exemplos:



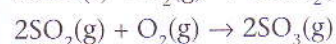
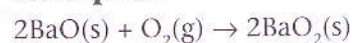
Em certos casos formam-se peróxidos e superóxidos, como acontece nas reacções dos metais alcalinos com o oxigénio.

Exemplos:



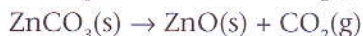
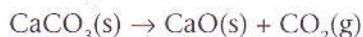
b) Transformação de óxidos do mesmo elemento.

Exemplos:



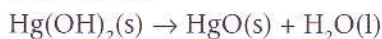
c) Decomposição de sais oxigenados pela acção de calor.

Exemplos:



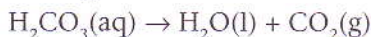
d) Decomposição de bases. Esta decomposição pode ser espontânea (bases de metais situados no fim da fila de reactividade) ou efectuada pela acção de calor.

Exemplos:



e) Decomposição de ácidos oxigenados. Pode ser espontânea ou através de aquecimento.

Exemplos:



2. Ácidos

Durante muito tempo, os ácidos foram reconhecidos por:

- apresentarem um sabor característico (o limão contém ácido cítrico facilmente identificável pelo seu sabor);
- tornarem avermelhada a cor azul da tintura de tornesol;
- reagirem com os metais, libertando dihidrogénio;
- reagirem com (neutralizarem) os óxidos metálicos e os hidróxidos metálicos (base), formando-se um sal e água;
- as soluções aquosas dos ácidos conduzirem a corrente eléctrica.

Mas foi somente no final do século XIX que estas propriedades foram explicadas pelo sueco Svante August Arrhenius.

Denominam-se de **electrólitos** os compostos que, em solução aquosa, conduzem a corrente eléctrica. São compostos iónicos ou covalentes polares que apresentam iões livres em solução aquosa. Em geral, são ácidos, bases e sais.

Muitos ácidos ocorrem na Natureza e têm inúmeras aplicações. O suco digestivo é fortemente ácido, o sangue humano e certos componentes aquosos das células são ácidos.

Numa sociedade tecnológica, o fabrico de ácidos é fundamental. A tabela seguinte dá-nos alguma ideia das principais utilizações.



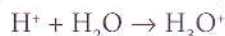
..... Figura 1: Arrhenius.

Fórmula química	Nome	Principais utilizações
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	Fabrico de fertilizantes, medicamentos, explosivos e outros compostos químicos.
H_3PO_4	Ácido fosfórico	Fabrico de fertilizantes.
HNO_3	Ácido nítrico	Fabrico de fertilizantes, explosivos, plásticos e vernizes.
HCl	Ácido clorídrico	Fabrico de muitos produtos químicos, borracha sintética, limpeza de metais.

2.1 Teoria de Dissociação Electrolítica de Arrhenius

Segundo Arrhenius, ácido é uma substância que contém um ou mais átomos de hidrogénio que, em solução aquosa, originam iões hidrogénio H^+ .

Hoje, sabe-se que o ião hidrogénio, em solução aquosa, se encontra hidratado, isto é, a espécie que existe em solução é o ião H_3O^+ . A equação química que traduz essa hidratação escreve-se:



Os iões hidrogénio hidratados são os que conferem as propriedades ácidas a uma solução aquosa de um ácido.

Quando utilizamos a designação $H^+(aq)$, referimo-nos sempre ao ião hidrogénio hidratado.

Chama-se **dissociação** (ou **ionização**) ao processo pelo qual um composto químico se separa originando iões. A dissociação (ionização) pode ocorrer em solução (por exemplo, solução de sal em água) ou por fusão (fusão do sal de cozinha por aquecimento). Em qualquer dos casos, formam-se iões livres. No caso das soluções, os iões acabam por interagir com o solvente. Este processo é denominado **solvatação**. Quando o solvente é a água, diz-se **hidratação**.

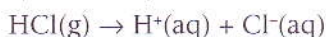
2.1.1 Electrólitos fortes: ácidos fortes

Os electrólitos fortes são electrólitos que, em solução aquosa, se dissociam ou ionizam totalmente, isto é, não se encontram na solução moléculas de ácido por dissociar ou compostos iónicos por ionizar.

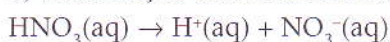
A equação química que traduz a dissociação ou a ionização é representada por uma única seta \rightarrow .

Exemplos:

a) A ionização do ácido clorídrico, HCl , é expressa pela seguinte equação:



b) A ionização do ácido nítrico escreve-se:



2.1.2 Electrólitos fracos: ácidos fracos

Os electrólitos fracos são electrólitos que, em solução aquosa, não se ionizam totalmente. Em solução coexistem quer os iões resultantes da ionização de algumas moléculas, quer, ainda, moléculas por ionizar.

A equação química que traduz a ionização é representada por uma seta dupla \rightleftharpoons .

Ao grupo dos electrólitos fracos pertence a maioria dos ácidos orgânicos. Os compostos inorgânicos mais importantes que se incluem neste grupo são o H_2S e o HCN .

Define-se grau de ionização (α) de um ácido, como o quociente entre o número de moles ionizadas e o número de moles inicialmente dissolvidas.

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas inicialmente dissolvidas}}$$

O valor de α varia entre 0 e 1. Se o ácido não se dissocia tem um valor $\alpha = 0$ e se se encontra totalmente ionizado, $\alpha = 1$ (100% das moléculas encontram-se na forma dos respectivos iões).

Exemplo:

A ionização do ácido cianídrico escreve-se: $HCN(aq) \rightarrow H^+(aq) + CN^-(aq)$.

Na solução aquosa, coexistem as espécies HCN , $H^+(aq)$ e o ião cianeto $CN^-(aq)$.

2.2 Classificação dos ácidos

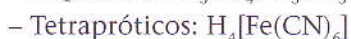
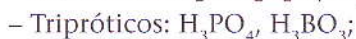
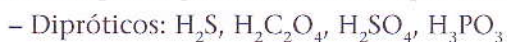
Baseamos a classificação dos ácidos em quatro critérios principais. A saber:

1. Quanto ao número de átomos de hidrogénio ionizáveis na molécula:

a) **Ácidos monoprotónicos** – são aqueles que, ao se ionizarem, libertam apenas um ião hidrogénio (não é mais do que um protão); possuem apenas um átomo de hidrogénio ionizável na molécula:



b) **Ácidos poliprotónicos** (diprotónicos, triprotónicos, etc.) – são os que originam mais do que um ião hidrogénio; possuem mais do que um hidrogénio ionizável na molécula:

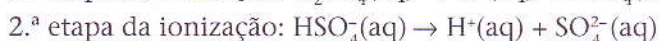


Os ácidos poliprotónicos cedem mais de um ião (H^+) por molécula. No entanto, não cedem os seus H^+ com facilidade. O primeiro ião sai mais facilmente do que o segundo e se for um ácido triprotónico, o segundo ião sai mais facilmente do que o terceiro.

Isto deve-se ao facto de o primeiro ião H^+ libertado provir de uma molécula neutra e de os seguintes provirem de iões negativos.

A ionização faz-se por etapas.

Exemplo:



Somando-se as duas equações, obtém-se a equação total de ionização:



2. Quanto à presença de átomos de oxigénio na molécula:

a) **Hidrácidos** – são aqueles que não possuem oxigénio na molécula:



b) **Oxácidos** – são os ácidos que possuem oxigénio na molécula:



3. Quanto à presença de átomos de carbono na molécula:

a) **Ácidos inorgânicos** – caracterizam-se por não possuírem átomos de carbono na molécula.

O ácido cianídrico (HCN), entre outros, constitui uma excepção.



b) **Ácidos orgânicos** – possuem átomos de carbono na molécula, em geral ligados a átomos de hidrogénio (não ionizáveis) e a outros átomos.



Apenas o átomo de hidrogénio ligado ao átomo de oxigénio origina o ião hidrogénio, em solução.

4. Quanto ao grau de ionização:

a) **Ácidos fracos** – são aqueles que têm grau de ionização inferior a 5%, $\alpha < 0,05$.

b) **Ácidos semifortes** – são aqueles que têm grau de ionização no intervalo entre 5% e 50%;

c) **Ácidos fortes** – são aqueles que têm grau de ionização superior a 50%.

2.3 Nomenclatura dos ácidos

A nomenclatura dos ácidos obedece às seguintes regras:

1. **Hidrácidos** – escreve-se a palavra «ácido» a anteceder o nome do radical negativo (ou elemento) e acrescido do sufixo *-ídrico*:

HCl – ácido clorídrico;

H₂S – ácido sulfídrico.

2. **Oxácidos** – escreve-se a palavra «ácido» antes do nome do radical negativo (ou elemento) e do sufixo *-ico*.

HNO₃ – ácido nítrico;

H₂SO₄ – ácido sulfúrico.

Os oxácidos podem apresentar mais do que um ácido do mesmo elemento, diferindo apenas no número de oxigénios. Nesse caso, a nomenclatura obedece às seguintes regras:

a) Quando houver **dois ácidos** do mesmo elemento, teremos os nomes formados da seguinte maneira: escreve-se a palavra «ácido» seguida pelo nome do radical negativo (elemento) e pelo sufixo *-ico* (tem um número de oxidação mais elevado e reconhece-se por possuir mais átomos de oxigénio) ou *-oso* (possui menos átomos de oxigénio e tem um número de oxidação menor).

Exemplos:

H₂SO₃ – ácido sulfuroso:

Possui 3 átomos de oxigénio e o enxofre tem o número de oxidação igual a +4. Como obter o NOX do S? Partindo do pressuposto de que os NOX de H e O são conhecidos (H = 1 e O = 2) e de que a soma dos NOX dos elementos de um composto neutro é igual a zero, teremos:

$$\text{H}_2\text{SO}_3 \quad 2 \times 1 + X + 3 \times (-2) = 0$$

$$X + (-6) + 2 = 0$$

$$X - 4 = 0$$

$$X = 4$$

H₂SO₄ – ácido sulfúrico:

Possui 4 átomos de oxigénio e o enxofre tem o número de oxidação igual a +6.

A determinação do NOX do enxofre no ácido sulfúrico obedece aos seguintes passos:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \quad 2 \times 1 + X + 4 \times (-2) = 0$$

$$X + (-8) + 2 = 0$$

$$X - 6 = 0$$

$$X = 6$$

b) Quando houver **quatro ácidos** do mesmo elemento, teremos os nomes assim formados: escreve-se a palavra «ácido» a anteceder o prefixo *hipo-/hiper(per)-* e o nome do elemento seguido do sufixo *-iço*.

HClO – ácido hipocloroso;

HClO₂ – ácido cloroso; o número de oxidação do cloro é +3;

HClO₃ – ácido clórico; o número de oxidação do cloro é igual a +5;

HClO₄ – ácido perclórico;

HIO – ácido hipiodoso;

HIO₂ – ácido iodoso;

HIO₃ – ácido iódico;

HIO₄ – ácido periódico.

2.4 Principais reacções químicas

2.4.1 Reacções com os metais

Quando um metal, dos que se encontram acima do hidrogénio na série de actividade química, é colocado numa solução aquosa diluída de um ácido não oxidante, como o ácido clorídrico ou o sulfúrico, o metal dissolve-se (dá-se a corrosão do metal), produzindo hidrogénio e formando-se um sal.

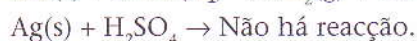
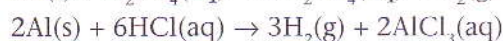
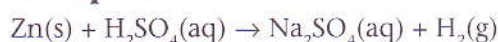
Trata-se de uma reacção de deslocamento, pois o metal desloca o hidrogénio do ácido.

Nota: O ácido nítrico, que é um ácido muito oxidante, reage com os metais originando óxidos, mas não se forma dihidrogénio.

2.4.1.1 Série de actividade química dos metais

Os elementos químicos estão colocados por ordem decrescente de actividade: Cs, Rb, K, Na, Ba, Li, Sr, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.

Exemplos:



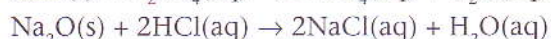
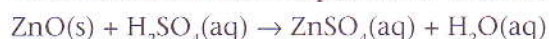
2.4.2 Reacções de neutralização

Os ácidos reagem com os óxidos metálicos (características básicas) e com as bases.

Denominam-se reacções de neutralização, uma vez que as propriedades características do ácido e da base (ou de compostos com características básicas) são neutralizadas.

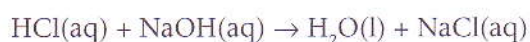
2.4.3 Reacções com os óxidos metálicos formando-se um sal e água

Os ácidos metálicos comportam-se como bases reagindo com ácidos formando sal e água.



2.4.4 Reacções de bases com ácidos

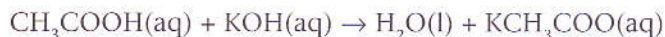
2.4.4.1 Com um ácido forte



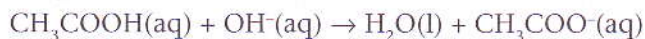
O ácido clorídrico, por ser um ácido forte, encontra-se totalmente dissociado e o mesmo acontece com o hidróxido de sódio. Nos produtos, temos a água no estado líquido e o cloreto de sódio que é um electrólito forte e que, por isso, dissocia-se por completo:



2.4.4.2 Com um ácido fraco



A equação iónica escreve-se:



Em resumo: $\text{HA}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{A}^-(\text{aq})$

Onde HA representa o ácido fraco e A^- o respectivo anião.

2.5 Obtenção industrial dos ácidos sulfúrico, nítrico e clorídrico

2.5.1 Ácido sulfúrico

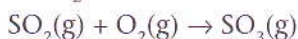
Industrialmente, o ácido sulfúrico é utilizado:

- para a purificação de petróleo bruto, gorduras e óleos;
- na produção de explosivos;
- na preparação de medicamentos, corantes e tintas;
- no fabrico de vidro e sabão com aplicação indirecta do ferro e do aço;
- como electrólito nos acumuladores de chumbo (baterias).

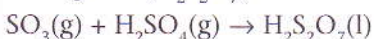
O ácido sulfúrico é produzido a partir do dióxido de enxofre, sendo obtido pela combustão de enxofre ou de sulfuretos.



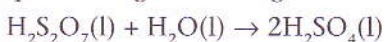
O SO_2 obtido é oxidado na presença de um catalisador, resultando a formação de SO_3 :



O trióxido de enxofre é posto a reagir com a água, o que leva à formação do ácido sulfúrico com libertação de muita energia, capaz de decompor parte do ácido sulfúrico. Para contornar estas perdas, dissolve-se SO_3 em H_2SO_4 a 96%, formando-se ácido sulfúrico piro-sulfúrico ou fumegante ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$):



que ao reagir com a água forma H_2SO_4 a 98%:



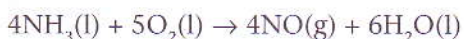
2.5.2 Ácido nítrico

O ácido nítrico é um líquido incolor, corrosivo, venenoso e é também um agente oxidante poderoso.

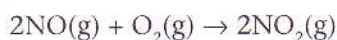
As principais utilizações industriais deste ácido são no fabrico de:

- nitratos, utilizados como adubos;
- pólvora;
- anilinas;
- plásticos.

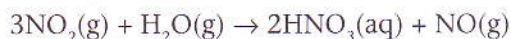
A sua produção industrial faz-se a partir do amoníaco, por oxidação catalítica, que o transforma em monóxido de azoto:



A uma temperatura baixa, o monóxido de azoto combina-se com oxigénio do ar, formando dióxido de azoto:



O dióxido de azoto reage com água formando o ácido nítrico e monóxido de azoto (que é reciclado):



O ácido nítrico deve ser guardado em garrafas castanho-escuras para evitar a sua decomposição pela luz (decomposição fotolítica).

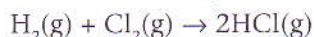
2.5.3 Ácido clorídrico

É um ácido forte que, em solução aquosa, se encontra totalmente dissociado.

As principais utilizações industriais deste ácido são no fabrico de:

- plásticos, entre eles o PVC;
- borracha sintética;
- muitos produtos químicos clorados.

A sua produção industrial faz-se a partir do cloreto de hidrogénio (gás fumegante obtido industrialmente a partir dos seus elementos a temperaturas elevadas).



A sua solução aquosa, $\text{HCl}(\text{aq})$, denomina-se ácido clorídrico.

3. Bases. Hidróxidos

Durante muito tempo, as bases eram reconhecidas por:

- terem um sabor amargo;
- a solução ser viscosa (escorregadia como os sabões e os detergentes);
- reagirem com os ácidos (reação de neutralização) originando um sal e água;
- alterarem a cor de vários indicadores: o bromotimol, que é amarelo em meio ácido, fica azul em meio básico;
- as soluções aquosas dos ácidos conduzirem a corrente eléctrica. Uma base é pois um electrólito.

Estas propriedades foram interpretadas por Arrhenius, que definiu uma base como um **hidróxido**: composto capaz de se ionizar na água, originando o ião hidróxido, OH^- .

Mais tarde, verificou-se que muitas bases conhecidas não eram hidróxidos; porém, o nosso estudo recai apenas no estudo das bases segundo Arrhenius, isto é, nos hidróxidos.

Os hidróxidos contêm o grupo OH ligado, em geral, a um metal.

Exemplos:

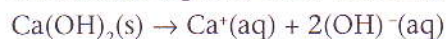
a) $\text{NaOH}(\text{s})$ – hidróxido de sódio.

Em solução aquosa, dá-se a ionização, libertando-se o ião OH^- :



b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – hidróxido de cálcio.

Em solução aquosa, dá-se a ionização, libertando-se dois iões OH^- :



O hidróxido de cálcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$ é usado para combater a acidez dos solos e na construção civil; o hidróxido de magnésio $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e o hidróxido de alumínio $\text{Al}(\text{OH})_3$, ligados a outras substâncias, são utilizados para combater a acidez no estômago.

3.1 Classificação das bases

Baseamos a classificação das bases (hidróxidos) em cinco critérios principais. A saber:

1. De acordo com o número de grupos oxidrilas (OH):

a) Monobases

Exemplos: KOH, NaOH, LiOH, etc.

b) Dibases

Exemplos: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, etc.

c) Tribases

Exemplos: $\text{Bi}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, etc.

d) Tetrabases

Exemplos: $\text{Pb}(\text{OH})_4$ e $\text{Sn}(\text{OH})_4$.

2. De acordo com a ligação química:

a) **Iônicas** – as bases iônicas são os hidróxidos dos metais alcalinos e alcalino-terrosos. No estado sólido são compostos iônicos, caracterizados pela existência de uma rede iônica, com o catião metálico e o anião que se identifica como o ião hidróxido (OH^-).

Exemplos: KOH, NaOH, LiOH, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

b) **Covalentes** – os hidróxidos covalentes são os restantes.

Exemplos: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.

De referir uma base, o hidróxido de amônio, NH_4OH , onde o grupo (OH) está ligado, não a um metal, mas ao grupo (NH_4).



3. De acordo com o grau de dissociação iônica:

Quando o grau de dissociação (α) é elevado (próximo da unidade), a base é considerada forte e, quando é pequeno, a base é fraca. Quando se dissocia mais de 50% numa solução diluída, a base será forte; quando se dissocia menos, será fraca.

Fortes	α (em %)	Fracas	α (em %)
KOH	91%	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	9,8%
NaOH	90%	NH_4OH	1,3%
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	90%		
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	80%		

Em regra, as bases iônicas são fortes e as demais são fracas.

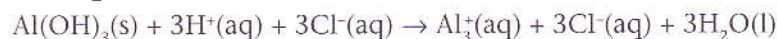
4. De acordo com a solubilidade em água:

a) **Solúveis** – as bases dos metais alcalinos, alcalino-terrosos e o hidróxido de amônio. São solúveis as bases fortes.

b) **Insolúveis** – as bases dos restantes metais.

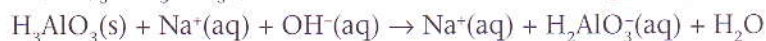
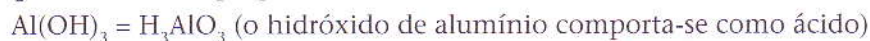
5. Bases anfóteras – são bases que diante de um ácido se comportam como bases e diante de bases fortes se comportam como ácidos.

Exemplo:



Nesta reacção, o hidróxido de alumínio sólido dissolve-se na presença do ácido clorídrico formando cloreto de alumínio solúvel e água, o que revela propriedades básicas.

Ao juntar o hidróxido de alumínio com hidróxido de sódio forma-se aluminato de sódio, o que testemunha propriedades ácidas:



3.2 Nomenclatura das bases

A nomenclatura das bases obedece às seguintes regras:

a) Quando um elemento forma apenas **uma base**, escreve-se a palavra «hidróxido» seguida da preposição «de» e do nome do elemento:

NaOH – hidróxido de sódio;

Al(OH)₃ – hidróxido de alumínio.

b) Quando um mesmo metal pode formar **duas bases** diferentes, escreve-se a palavra «hidróxido» antes do nome do elemento com o sufixo *-oso* ou o sufixo *-ico*, ou a palavra «hidróxido» a anteceder a preposição «de» e o nome do elemento mais o algarismo romano (a indicar a valência do metal que forma a base):

CuOH – hidróxido cuproso ou hidróxido de cobre I;

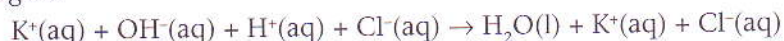
Cu(OH)₂ – hidróxido cúprico ou hidróxido de cobre II;

Fe(OH)₂ – hidróxido ferroso ou hidróxido de ferro II;

Fe(OH)₃ – hidróxido férrico ou hidróxido de ferro III.

3.3 Propriedades químicas

Os hidróxidos participam nas reacções de neutralização, como ilustra o exemplo que se segue:



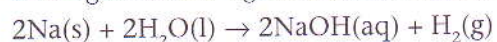
O hidróxido de potássio, por ser uma base forte, encontra-se totalmente dissociado; o mesmo acontece com o ácido clorídrico (que é um ácido forte). Nos produtos, temos a água no estado líquido; o cloreto de potássio, por ser um electrólito forte, dissocia-se por completo.

3.4 Obtenção dos hidróxidos

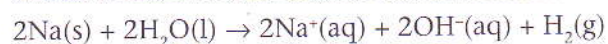
As principais reacções que originam hidróxidos são:

a) Reacção de um metal com água:

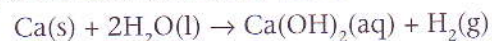
Só reagem com a água os metais alcalinos e alcalino-terrosos.



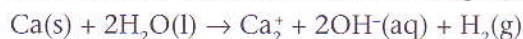
Como o hidróxido de sódio é uma base forte sofre dissociação como se ilustra:



O sódio, ao reagir com a água, forma hidróxido de sódio e dihidrogénio. O hidróxido de sódio, por ser uma base forte, dissocia-se em ião sódio e ião hidroxilo:



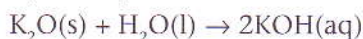
A forma mais correcta de escrever a equação é a que tem em consideração a indicação dos iões:



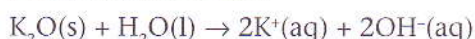
Esta equação pode ser assim interpretada:

O cálcio sólido, ao reagir com água líquida, forma hidróxido de cálcio em solução aquosa e dihidrogénio. O hidróxido de cálcio, por ser uma base forte, dissocia-se em ião cálcio e ião hidroxilo.

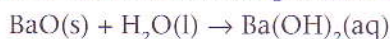
b) Reacções de óxidos básicos com água:



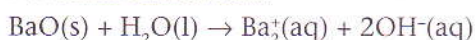
Na forma iónica fica:



O óxido de sódio sólido reage com água líquida formando hidróxido de potássio (base forte) que se dissocia em iões potássio e iões hidroxilo.



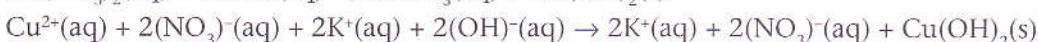
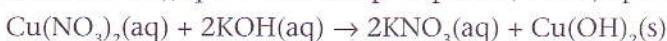
Na forma iónica fica:



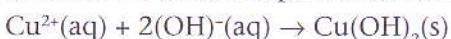
O óxido de bário sólido reage com água líquida formando hidróxido de bário (base forte) que se dissocia em iões bário e iões hidroxilo.

c) Reacção de dupla troca:

Este tipo de reacção ocorre entre um sal e uma base, formando-se um sal e uma outra base (pouco solúvel), que forma um precipitado, isto é, aparece uma fase sólida:



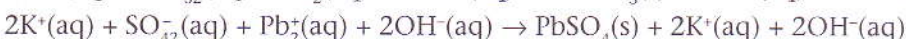
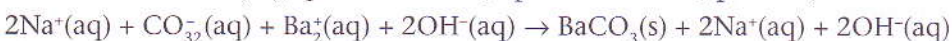
Eliminando os iões expectantes temos:



Os iões cobre (II) em meio aquoso combinam com os iões hidroxilo em meio aquoso, formando o hidróxido de cobre (II) que é insolúvel, logo apresenta-se no estado sólido.

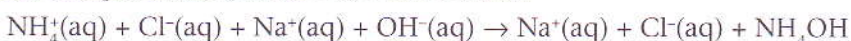


Os iões ferro (III) em meio aquoso combinam com os iões hidroxilo em meio aquoso, formando o hidróxido de ferro (III), que é insolúvel, apresentando-se, por isso, no estado sólido.



Nas duas reacções acima, os sais formados são pouco solúveis em água.

Na reacção abaixo, a base formada é fraca:

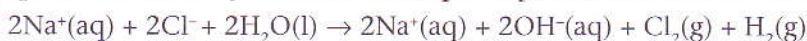


3.5 Obtenção industrial e aplicações de NaOH e Ca(OH)₂

Estes hidróxidos são os mais importantes na indústria química, pois intervêm em inúmeros processos de produção de novos compostos.

3.5.1 Hidróxido de sódio (NaOH)

O hidróxido de sódio é obtido através da electrólise duma solução de NaCl, utilizando eléctrodos de grafite. Nesta reacção redox, não só participa o NaCl como também a água, segundo a equação:



Na electrólise, o H_2 forma-se no cátodo e o Cl_2 no ânodo do recipiente.

A partir de matéria-prima barata, como $NaCl$ e H_2O , são formados produtos que têm muitas aplicações na indústria, tais como $NaOH$, Cl_2 e H_2 .

Principais aplicações:

- no fabrico de sabão (sabão duro);
- no fabrico de papel, tecidos e vidro;
- na purificação dos produtos de petróleo bruto e na produção de fibras sintéticas.

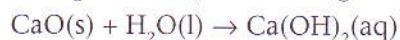
3.5.2 Hidróxido de cálcio $[Ca(OH)_2]$

Usa-se o carbonato de cálcio ($CaCO_3$) como matéria-prima na produção do $Ca(OH)_2$. O $CaCO_3$ abunda na Natureza sob a forma de calcário, giz, conchas, etc.

Ao aquecer o carbonato até $800\text{ }^\circ\text{C}$, este decompõe-se segundo a equação:



O óxido de cálcio formado (CaO) da decomposição do carbonato de cálcio é chamado cal viva. Diz-se que a reacção com a água apaga a cal, daí que $Ca(OH)_2$ é denominado cal apagada.



As principais aplicações do hidróxido de cálcio são:

- na indústria vidreira;
- no fabrico de cimento;
- na refinação do açúcar;
- na purificação de água para a tornar potável (por exemplo, na estação de tratamento de água);
- para anular a acidez do solo;
- em pinturas na construção civil.

4. Sais

Um sal é um composto iónico formado pela reacção entre um ácido e uma base.

Quando os sais são solúveis na água, são electrólitos fortes: uma vez que os iões que os constituem ficam livres, a rede iónica é desfeita por acção da água.

4.1 Classificação dos sais

Baseamos a classificação dos sais em três critérios principais. A saber:

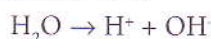
1. Quanto à presença ou não de oxigénio:

a) **Sais oxigenados:** $NaClO$, $CaSO_4$, etc.

b) **Sais não oxigenados:** MgI_2 , NaF , KBr , etc.

2. Quanto ao carácter químico das suas soluções aquosas:

Algumas moléculas de água encontram-se dissociadas nos respectivos iões, ácido (H^+) e básico (OH^-):



A reacção, ou não, de um dos iões proveniente do sal, com um dos iões proveniente das moléculas dissociadas da água, pode conferir propriedades ácidas, básicas ou neutras às soluções aquosas dos sais.

Assim, podemos ter:

a) **Sais ácidos:** em solução aquosa apresentam propriedades ácidas.

Exemplo: o cloreto de amónio, em solução aquosa apresenta propriedades ácidas devido à presença do catião amónio (NH_4^+) que reage com o ião OH^- da água libertando o ião H^+ da água.

b) **Sais que contém hidrogénio na sua molécula,** podendo este libertar-se e originar iões H^+ .

Exemplo: NaHSO_4 – sulfato ácido de sódio.

c) **Sais básicos:** em solução aquosa apresentam propriedades básicas.

Exemplo: a solução aquosa de acetato de sódio tem propriedades básicas, devido à presença do ião acetato, que reage com o ião H^+ , da água, libertando o ião OH^- da água.

d) **Sais neutros:** nenhum dos iões em solução aquosa tem carácter ácido ou básico, isto é, não reagem com a água.

Exemplo: Na_2SO_4 , NaCl .

3. Quanto à presença de água no interior da rede iónica:

a) **Sais hidratados:** são os que apresentam moléculas de água intercaladas no retículo iónico; esta água é designada água de cristalização.

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – sulfato de sódio decahidratado;

$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – cloreto de cálcio hexahidratado.

b) **Sais anidros:** o cristal iónico não apresenta moléculas de água na rede iónica.

Na_2SO_4 – sulfato de sódio.

4.2 Nomenclatura dos sais

1. Em geral, o nome de um sal é formado a partir dos nomes dos seus constituintes (radical ácido e básico). O nome do radical básico permanece inalterado; o radical ácido sofre alteração na sua terminação.

Ácido com terminação:	Forma sal com terminação:
-ico	-ato
-oso	-ito
-ídrico	-eto

H_2SO_4 – ácido sulfúrico \rightarrow K_2SO_4 – sulfato de potássio;

H_2SO_3 – ácido sulfuroso \rightarrow K_2SO_3 – sulfito de potássio;

H_2S – ácido sulfídrico \rightarrow K_2S – sulfureto de potássio.

2. Sais com hidrogénio na sua molécula:

NaHSO_4 – sulfato ácido de sódio;

Na_2HPO_4 – fosfato ácido de sódio;

NaH_2PO_4 – fosfato diácido de sódio.

Também podem ser usadas as palavras «hidrogeno», «dihidrogeno», etc., para indicar o número de hidrogénios que o sal contém.

Assim:

NaHSO_4 – hidrogenossulfato de sódio;

Na_2HPO_4 – hidrogenofosfato de sódio;

NaH_2PO_4 – dihidrogenofosfato de sódio.

Pode dar-se ainda a indicação do número de catiões presentes no sal:

NaHSO_4 – sulfato monosódico;

Na_2HPO_4 – fosfato disódico;

NaH_2PO_4 – fosfato monosódico.

3. Sais hidratados:

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – sulfato de sódio decahidratado (na rede iónica existem 10 águas de cristalização por cada unidade Na_2SO_4).

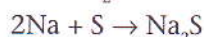
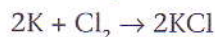
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – sulfato de cobre pentahidratado;

$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – sulfato de magnésio heptahidratado.

4.3 Obtenção dos sais

As principais reacções que originam sais são:

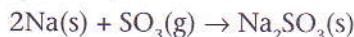
a) Reacção de um metal e um não-metal:



b) **Reacção de deslocação:** reacção de um ácido e um metal. O metal desloca o hidrogénio do ácido:



c) Reacção de um metal com um óxido ácido:

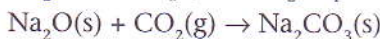
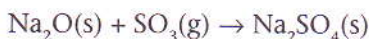


d) Reacção de um óxido básico e um não-metal:

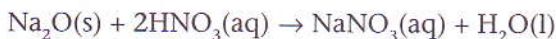


e) Reacções de neutralização:

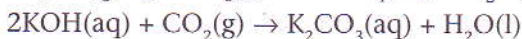
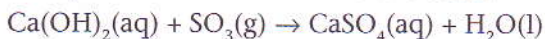
- Reacção de um óxido básico e um óxido ácido:



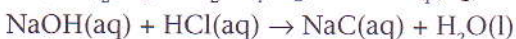
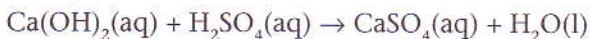
- Reacção de um óxido básico e um ácido:



- Reacção de uma base e um óxido ácido:



- Reacção de uma base e um ácido:



4.4 Propriedades e utilizações mais importantes dos sais

Como referido no ponto 4.1.2, os sais podem ser: ácidos, básicos e neutros. Por essa razão, as suas soluções aquosas apresentam propriedades ácidas, básicas e neutras, respectivamente.

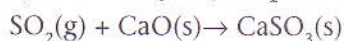
Os sais são muito importantes para o nosso organismo e para o nosso dia-a-dia. Por exemplo:

- o cloreto de sódio (NaCl), que abunda no mar, é um dos temperos mais utilizados;
- os adubos, na sua composição, apresentam sais que asseguram a produtividade dos campos agrícolas;
- os sais minerais absorvidos do solo pelas plantas asseguram o crescimento destas.

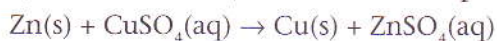
5. Reacções em solução aquosa (resumo)

Em seguida, resumem-se as principais reacções, em solução aquosa, referidas anteriormente:

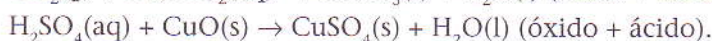
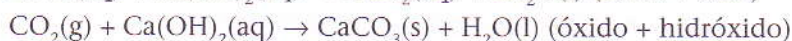
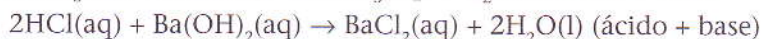
a) Combinação (composto 1 + composto 2 → composto 3)



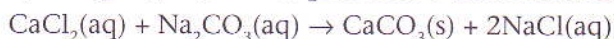
b) Deslocamento (elemento 1 + composto 1 → elemento 2 + composto 2)



c) Reacções de neutralização:



d) Precipitação (um dos produtos é uma substância insolúvel)



e) Formação de um gás (um dos produtos é um gás pouco solúvel na água que se escapa para a atmosfera)



Exercícios

1. Indica qual dos seguintes compostos é um óxido.

- a) OF_2 ;
- b) HClO_2 ;
- c) H_2O ;
- d) O_2 ;

2. Indica o nome correcto, de entre os seguintes, para o óxido Fe_2O_3 .

- a) Óxido férrico;
- b) Óxido de ferro II;
- c) Hematite;
- d) Óxido de ferro III.

3. Escreve o nome dos seguintes óxidos:

- a) SO_2 ;
- b) PO_3 ;
- c) CO_2 ;
- d) NO_3 ;
- e) SO_3 .

4. Qual dos seguintes óxidos não é básico?

- a) Na_2O ;
- b) Al_2O_3 ;
- c) MgO ;
- d) Li_2O .

5. Colocou-se uma tira de papel de tornesol numa solução desconhecida; depois de se retirar a tira de papel da solução, observou-se que esta adquirira uma coloração vermelha.

5.1 (Escolhe a opção correcta.) A solução provavelmente é...

- a) ácida;
- b) básica;
- c) neutra;
- d) anfótera.

6. Dos ácidos abaixo indicados, qual é o mais forte? Escolhe a opção correcta.

- a) H_3PO_4 ;
- b) H_3PO_3 ;
- c) H_3PO_2 ;
- d) H_2O .

7. Assinala o grupo que só contém bases fortes:

- a) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, AgOH , $\text{Pb}(\text{OH})_2$;
- b) KOH , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$;
- c) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
- d) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$.

8. (Escolhe a opção correcta.) Comparando as estruturas $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e $\text{Zn}(\text{OH})_2$, podemos deduzir que...

- a) ambas são bases fortes.
- b) a primeira é iónica e a segunda é covalente.
- c) ambas são iónicas.
- d) ambas são covalentes.

9. (Escolhe a opção correcta.) O composto CaS denomina-se...
- a) sulfato de cálcio.
 - b) sulfureto de cálcio.
 - c) sulfito de cálcio.
 - d) hiposulfito de cálcio.
10. Escreve as fórmulas dos ácidos correspondentes aos seguintes anidridos: SO_2 , SO_3 , N_2O_3 , Cl_2O , Cl_2O_7 , CrO .
11. Completa as equações seguintes:
- a) $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow$
 - b) $\text{KCl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow$
 - c) $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow$
12. Indica o número de oxidação do Cr, Mn, e P nas seguintes moléculas: H_2CrO_4 , HMnO_4 , H_3PO_4 .
- 12.1 Escreve os óxidos (normais) respectivos.
13. Escreve as três equações que representam a ionização em etapas do ácido fosfórico.
- 13.1 Indica os nomes de todos os aniões envolvidos.
14. Completa as equações seguintes:
- a) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - b) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
15. Diz os nomes das seguintes substâncias e classifica-as:
- a) $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$;
 - b) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$;
 - c) MnHPO_3 ;
 - d) NaHCO_3 .
16. Indica as fórmulas químicas das substâncias seguintes:
- a) nitrato de crómio (III) nonahidratado;
 - b) sulfito de amónio;
 - c) hidrogeno sulfato de sódio.
17. Escreve as equações das seguintes transformações:
- a) $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}$
 - b) $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4$
-

Exercícios complementares

1. Para combater a acidez estomacal causada pelo excesso de ácido clorídrico, costuma ingerir-se um antiácido. Das substâncias abaixo, que fazem parte do nosso quotidiano, a mais indicada para combater a acidez é (assinala, com X, a hipótese correcta):
- | | | | |
|---------------------|--------------------------|-----------------------|--------------------------|
| a) refrigerante. | <input type="checkbox"/> | d) vinagre. | <input type="checkbox"/> |
| b) sumo de laranja. | <input type="checkbox"/> | e) leite de magnésia. | <input type="checkbox"/> |
| c) água com limão. | <input type="checkbox"/> | | |
2. Um camião que transportava ácido clorídrico sofreu um acidente e provocou um derramamento do produto. Uma equipa especializada para neutralizar os efeitos do ácido derramado e evitar danos maiores foi chamada ao local do acidente.
- 2.1 Supondo que a equipa usou hidróxido de cálcio no processo de neutralização, escreve a equação que traduz a reacção envolvida.
3. Os fogos de artifício são fabricados com diferentes compostos, entre os quais KClO_3 , $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$, KClO_4 , NH_4ClO_4 , KNO_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ e $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$.
- 3.1 Indica o nome dos compostos KClO_3 , KClO_4 , NH_4ClO_4 e $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$.
- 3.2 Como proceder em laboratório para obter a substância KNO_3 ?
4. Um metal M forma um nitrato de fórmula $M(\text{NO}_3)_2$.
- 4.1 Escreve a fórmula do sulfureto desse metal.
5. Indica os nomes dos compostos representados pelas fórmulas H_2SO_4 e NH_4OH .
- 5.1 Escreve a equação que traduz a reacção entre esses compostos e indica o nome do sal formado.
6. Sabe-se que a dissolução de gás carbónico (CO_2) em água produz uma solução ácida (H_2CO_3).
- 6.1 Apresenta uma explicação para o avermelhar da cor de uma solução aquosa azulada pela presença de tinta de azul de tornesol.
7. O ácido fórmico, nome comum para o ácido metanóico, é responsável pela irritação causada na pele humana pela picada das formigas.
- 7.1 Indica a substância que poderia ser aplicada na pele para atenuar esse efeito (assinala, com X, a hipótese correcta).
- | | | | |
|-----------------------------|--------------------------|----------------------------|--------------------------|
| a) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ | <input type="checkbox"/> | d) H_3PO_4 | <input type="checkbox"/> |
| b) Álcool | <input type="checkbox"/> | e) H_2SO_4 | <input type="checkbox"/> |
| c) NH_4Cl | <input type="checkbox"/> | | |

Exercícios complementares

8. Um dado elemento X forma um óxido que, por sua vez, dissolvido em água, forma uma solução. Esta solução, tratada com fenolftaleína, adquire coloração rosa carmim.
- 8.1 O elemento X pode ser (assinala, com X, a hipótese correcta):
- | | | | |
|-------------|--------------------------|-----------|--------------------------|
| a) carbono. | <input type="checkbox"/> | d) sódio. | <input type="checkbox"/> |
| b) fósforo. | <input type="checkbox"/> | e) azoto. | <input type="checkbox"/> |
| c) enxofre. | <input type="checkbox"/> | | |
9. Um dos processos de detecção da presença de dióxido de carbono usados em laboratório é o de verificar que, ao soprar por algum tempo em água de cal, ou seja, Ca(OH)_2 , se observa a formação de um sólido branco.
- 9.1 Escreve a equação que traduz a reacção ocorrida.
10. Indica o nome, a fórmula molecular e a fórmula de estrutura do peróxido mais encontrado em farmácias: a água oxigenada.
11. Um grupo de alunos pretendia proceder a uma actividade experimental cujo protocolo previa a utilização do óxido de magnésio (MgO), mas verificaram que se encontrava esgotado no laboratório.
- 11.1 Indica qual dos óxidos abaixo apresentados pode substituir o de magnésio, dando garantias de possuir propriedades químicas semelhantes e a mesma proporção de átomos. (Assinala, com X, a hipótese correcta.)
- | | | | |
|--------------------------|--------------------------|------------------|--------------------------|
| a) FeO | <input type="checkbox"/> | d) CO | <input type="checkbox"/> |
| b) CaO | <input type="checkbox"/> | e) NO_2 | <input type="checkbox"/> |
| c) Na_2O | <input type="checkbox"/> | | |
12. O ião hidrogenocarbonato é uma espécie anfotérica. Considera as seguintes equações:
- 1) $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{X}(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$
- 2) $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Y}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
- 12.1 Indica as espécies representadas pelas letras X e Y.
13. O ácido nítrico é um ácido forte que é frequentemente utilizado como agente oxidante nas misturas combustíveis para a produção de energia mecânica, por exemplo, nos foguetes.
- 13.1 Considera uma solução aquosa de ácido nítrico de concentração $1,0 \text{ mol/dm}^3$.
- 13.1.1 Supõe que a 20 ml da solução ácida referida se adicionaram 20 ml de amoníaco $0,5 \text{ mol/dm}^3$. Escreve a equação que traduz a reacção ocorrida.
- 13.1.2 O nitrato de amónio pode ser utilizado para corrigir o pH dos solos. Com a sua utilização pretende-se compensar o excesso ou deficiência de acidez? Justifica, escrevendo as equações das reacções referidas.

Exercícios complementares

14. Considera os seguintes ácidos, respectivos graus de ionização (a 18 °C) e utilizações mais comuns:

- H_3PO_4 ($\alpha = 27\%$), usado na preparação de fertilizantes e como acidulante em bebidas refrigerantes;
- H_2S ($\alpha = 7,6 \times 10^{-2} \%$), usado como redutor;
- HClO_4 ($\alpha = 97\%$), usado na medicina, em análises químicas e como catalisador em explosivos;
- HCN ($\alpha = 8,0 \times 10^{-3} \%$), usado na produção de plásticos e corantes e no combate às formigas para orquídeas e outras plantas.

14.1 Podemos afirmar que (assinala, com X, a hipótese correcta):

- a) HClO_4 e HCN são tripróticos.
- b) H_3PO_4 e H_2S são hidrácidos.
- c) H_3PO_4 é considerado um ácido semiforte.
- d) H_2S é um ácido ternário.

15. Na embalagem de um produto usado para desentupir pias e ralos, à base de soda cáustica (hidróxido de sódio – NaOH), são encontradas, entre outras, as instruções:

«CUIDADO: Em caso de contacto, lavar imediatamente os olhos ou a pele com água em abundância durante quinze minutos. Se ingerido, não provocar vômito. Dar grande quantidade de água e também vinagre diluído num copo de água. A seguir, dar uma colher de óleo comestível.»

«Não reaproveitar a embalagem vazia. Lavar a colher utilizada como medida com bastante água corrente antes de a reutilizar. Não adicionar água à embalagem com o produto.»

15.1 O quadro que se segue relaciona algumas dessas instruções com as razões para esses procedimentos, com base nas propriedades da soda cáustica e das outras espécies envolvidas.

Assinala a opção que contém uma razão incorrecta para a instrução relacionada.

Opção	Instrução	Razão
A)	Dar vinagre diluído num copo de água.	O vinagre diluído neutraliza a soda cáustica através de reacção ácido-base.
B)	Lavar a colher utilizada como medida com bastante água corrente antes de a reutilizar.	A utilização de grande quantidade de água deve-se ao facto de a soda cáustica ser insolúvel na água.
C)	Não adicionar água à embalagem com o produto.	A adição de água à embalagem com produto provoca forte aquecimento.
D)	Não reaproveitar a embalagem vazia.	A embalagem pode estar contaminada com resíduos de soda cáustica.

Exercícios complementares

16. Quando um frasco aberto de ácido clorídrico concentrado é aproximado de outro contendo hidróxido de amónio também concentrado, há a formação de uma névoa branca. Essa névoa, que é constituída por pequenas partículas sólidas suspensas no ar, tem a fórmula (assinala, com X, a hipótese correcta):

- a) NH_3
- b) HNO_3
- c) NH_4Cl
- d) N_2
- e) Cl_2

17. Numa aula em que foram abordadas as características dos ácidos, um aluno anotou as seguintes informações:

- 1) São nocivos;
- 2) Neutralizam bases;
- 3) São compostos por dois elementos químicos;
- 4) Formam soluções aquosas condutoras de corrente eléctrica.

17.1 Há incorrecções nos seus registos somente em (assinala, com X, a hipótese correcta):

- a) 1) e 2)
- b) 1) e 3)
- c) 1) e 4)
- d) 2) e 3)
- e) 3) e 4)

18. X, Y e Z representam genericamente três ácidos que, quando dissolvidos no mesmo volume de água, nas mesmas condições de temperatura, se comportam de acordo com os dados fornecidos na tabela:

Ácido	N.º de moles dissolvido	N.º de moles ionizado
X	20	2
Y	10	7
Z	5	1

18.1 Considera as seguintes afirmações, relacionadas com os três ácidos:

- 1) X representa o mais forte.
- 2) Z representa o mais fraco.
- 3) Y apresenta o maior grau de ionização.

18.2 Assinala, com X, a hipótese correcta.

- a) Apenas a afirmação 1) está correcta.
- b) Apenas a afirmação 2) está correcta.
- c) Apenas a afirmação 3) está correcta.
- d) Apenas as afirmações 1) e 2) estão correctas.
- e) Todas as afirmações estão correctas.

Soluções



No final desta unidade, deverás ser capaz de:

- definir o conceito de solução;
- conhecer a importância e a aplicação das soluções;
- diferenciar os vários tipos de soluções;
- realizar cálculos sobre concentração, diluição e mistura de soluções.

Introdução

O termo «solução» é atribuído a todas as misturas homogêneas, pois estas são constituídas por uma única fase, que pode ser gasosa (como o ar que respiramos), sólida (caso das ligas metálicas) ou líquida (por exemplo, a água do mar).

Os constituintes de uma solução são as substâncias que se misturam para a formar. A que ocorre em maior quantidade é chamada solvente; todas as restantes são os solutos. A maior parte das substâncias de uso comum, no nosso dia-a-dia, apresentam-se como diferentes tipos de soluções.

Nesta unidade iremos estudar sobretudo sobre as soluções líquidas, especialmente as soluções aquosas. Como sabemos, a água é um solvente importante e o mais abundante no Planeta. Por essa razão, ocorrem muitas soluções aquosas na Natureza, algumas das quais de extrema importância para os processos vitais em plantas e animais.

1. Soluções. Constituição das soluções

Na sua maior parte, as substâncias utilizadas no nosso dia-a-dia são misturas homogêneas, denominadas soluções.

As soluções podem apresentar-se nos três estados físicos: sólido, líquido e gasoso.

Sólido	Líquido	Gasoso
Bronze, latão, aço, ...	Água do mar, vinho, álcool etílico, plasma sanguíneo, seiva das plantas, ...	Ar, gás natural, ...

Como é constituída uma solução?

Por que razão algumas substâncias se misturam e outras não?

Que efeito tem uma substância dissolvida nas propriedades de uma solução?

Responder a estas perguntas constitui o primeiro passo para compreender as soluções que encontramos no nosso dia-a-dia.

Uma substância polar tende a dissolver-se num solvente polar. Uma substância apolar tende a dissolver-se numa substância apolar. Assim é fácil compreender por que razão muitas substâncias inorgânicas que são polares se dissolvem em água, que é um solvente polar. Pelo contrário, as substâncias orgânicas (que são, em geral, apolares) dissolvem-se em solventes orgânicos, também apolares, ou seja, semelhante dissolve-se em semelhante.



..... Figura 1: Azeite e água (o azeite não se mistura com a água).

1.1 Constituição de uma solução

Solução é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias (solvente e soluto) que constituem uma só fase, sólida, líquida (aquosa ou não) ou gasosa.

O solvente (ou fase dispersante) é o componente que tem o mesmo estado físico que a solução ou que existe numa maior quantidade.

O soluto (ou fase dispersa) é o componente da mistura que não tem inicialmente o mesmo estado físico da solução e o que tem menor quantidade de substância.

As proporções entre o solvente e o soluto variam de solução para solução, enquanto numa substância pura a proporção entre os diferentes constituintes é fixa.

A partir dos três estados da matéria – sólido, líquido e gasoso – é possível obter vários tipos diferentes de soluções.

Exemplos:

Solvente	Soluto	Solução	Exemplos
Líquido	Líquido	Líquido	Álcool etílico (etanol mais água)
Líquido	Sólido	Líquido	Água do mar (água mais cloreto de sódio)
Líquido	Gás	Líquido	Água gaseificada (água mais dióxido de carbono)
Gás	Gás	Gás	Ar (azoto mais oxigénio)
Sólido	Sólido	Sólido	Ligas metálicas (latão – Cu/Zn), solda (Sn/Pb)

..... Tabela 1: Tabela de estados físicos de alguns solventes, solutos e soluções.

2. Solubilidade

A solubilidade de uma substância, s (soluto), que se pode dissolver numa outra (o solvente) define-se como a máxima quantidade de soluto (expressa em grama) que se pode dissolver numa determinada massa de solvente, a uma certa temperatura e pressão. Exprime-se, em geral, em gramas de soluto por 100 g de solvente, indicando as condições de pressão e temperatura.

Exemplo: solubilidade de cloreto de sódio

s (NaCl) = 36 g de cloreto de sódio/100 g de água (20 °C)

Quer dizer que 100 g de água a 20 °C dissolvem no máximo 36 g de cloreto de sódio.

Se um líquido não se dissolve noutro, dizemos que a solubilidade do primeiro no segundo líquido é zero – os líquidos são imiscíveis.

Temperatura (°C)	Gramas de KNO_3 /100 g de água
0	13,3
10	20,9
20	31,6
30	45,8
40	63,9
50	85,5
60	110
70	138
80	169

..... Tabela 2: Solubilidade de KNO_3 em água.

2.1 Fenómeno da saturação de uma solução

Juntando-se gradualmente sal comum à água, em temperatura constante e sob agitação contínua, verifica-se que, a dado momento, o sal não se dissolve mais. No caso particular do NaCl, isso ocorre quando há aproximadamente 360 g de sal por litro de água. Daí em diante, toda a quantidade adicional de sal que for colocada no sistema irá depositar-se (ou precipitar) no fundo do recipiente; dizemos que ela se tornou uma solução saturada ou que atingiu o ponto de saturação. O ponto de saturação é definido pelo coeficiente (ou grau) de solubilidade.

Coefficiente de solubilidade (ou grau de solubilidade) é a quantidade necessária de uma substância para saturar uma quantidade padrão, em geral, 100 g, 1000 g ou 1 L, de solvente, em determinadas condições de temperatura e pressão.

Quando duas substâncias se dissolvem em qualquer proporção (coeficiente de solubilidade infinito), dizemos que elas são totalmente miscíveis, como é o caso da mistura de água com álcool.

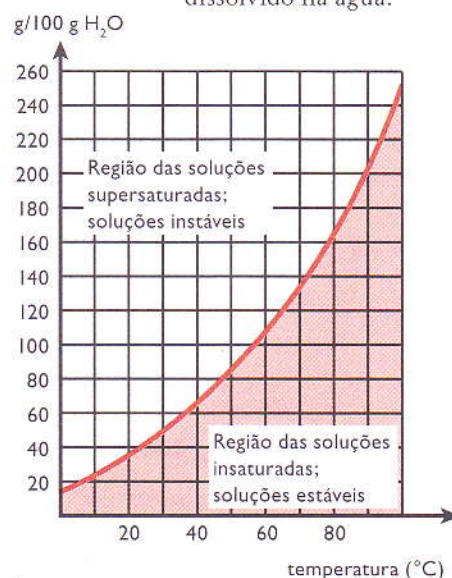
Em função do ponto de saturação, as soluções classificam-se em:

- não saturadas (ou insaturadas): as que contêm menos soluto do que o estabelecido pelo coeficiente de solubilidade, isto é, o solvente pode dissolver mais soluto;
- saturadas: as que atingiram o coeficiente de solubilidade, isto é, o solvente não pode dissolver mais soluto;
- supersaturadas: as que ultrapassaram o coeficiente de solubilidade.

Observando o gráfico da figura 3, vemos que a 40 °C: 1 representa uma solução insaturada, 2 uma solução saturada e 3 uma solução supersaturada.



..... Figura 2: Em temperatura constante e sob agitação contínua, o sal não é dissolvido na água.



..... Figura 3: Gráfico da solubilidade de KNO₃ (nitrato de potássio) em água.

2.1.1 Factores de que depende a solubilidade

A solubilidade de um soluto num dado solvente depende da interacção química entre o soluto e o solvente, da temperatura e da pressão. Assim, a solubilidade depende de três factores:

a) Natureza do soluto e do solvente

A afirmação, já muito antiga, «semelhante dissolve semelhante» significa que um solvente polar dissolve compostos iónicos ou compostos de moléculas polares.

Um solvente não polar dissolve líquidos não polares.

Exemplo:

A água, um composto polar, dissolve bem o cloreto de sódio. No entanto, este não é solúvel em éter ou em benzeno.

A molécula de iodo é uma substância apolar e é bem solúvel em clorofórmio que é igualmente uma substância apolar.

b) Temperatura

- solubilidade dos sólidos em água:

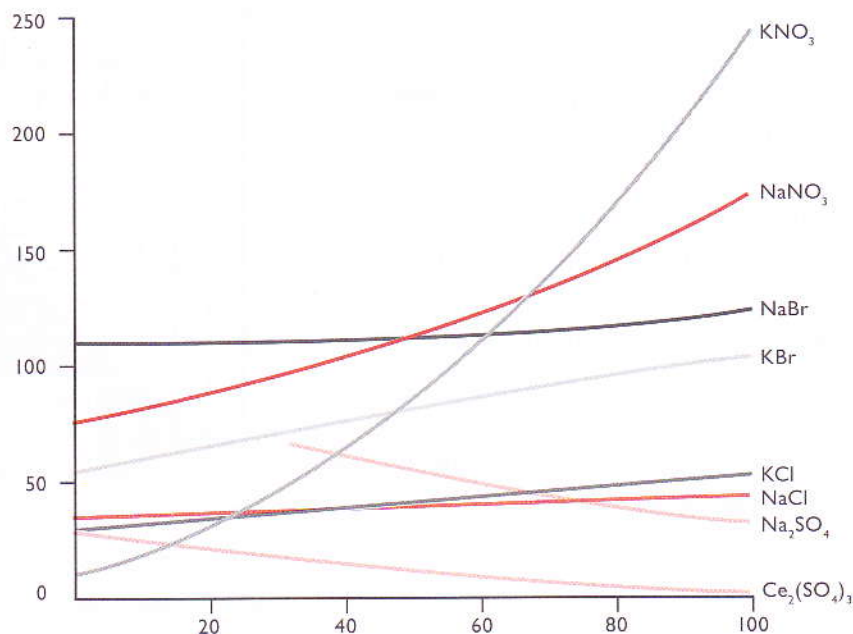
Em geral, se o processo de dissolução for endotérmico, a solubilidade aumenta com o aumento de temperatura. Se o processo for exotérmico, a solubilidade diminui com o aumento de temperatura.

- solubilidade de gases em água:

Em geral, a solubilidade diminui com o aumento de temperatura.

Quando aquecemos água, é notório o aparecimento de bolhas de ar que se vão libertando antes da água entrar em ebulição.

A solubilidade reduzida do oxigénio molecular (dioxigénio) em água quente é responsável pela poluição térmica dos cursos de água, quer por muitos seres vivos não se adaptarem a uma temperatura mais elevada, quer pela existência de menor quantidade de dioxigénio dissolvido, essencial à sua sobrevivência.



..... Figura 4: Relação da solubilidade de alguns compostos iônicos em água com a temperatura.

Como se pode observar na figura 4, para a maior parte das substâncias, a solubilidade aumenta em função da temperatura. Isso acontece, em geral, quando o soluto se dissolve com absorção de calor. Pelo contrário, as substâncias que se dissolvem com libertação de calor são menos solúveis a temperaturas altas.

c) Pressão

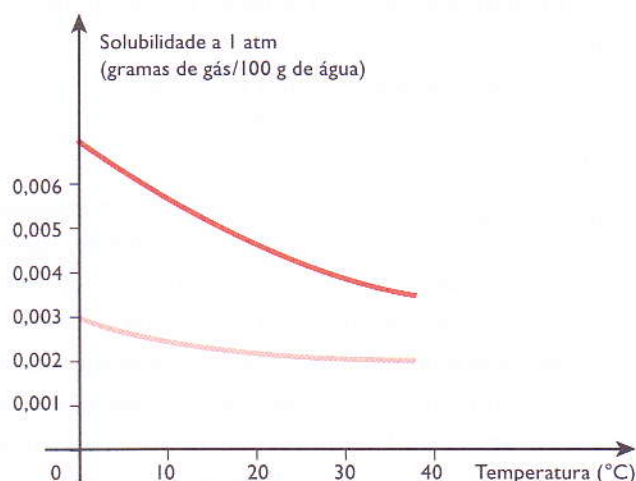
Na prática, a pressão externa não tem influência na solubilidade de líquidos ou de sólidos, mas afecta bastante a solubilidade dos gases.

A solubilidade de um gás num líquido é proporcional à pressão do gás existente acima da superfície livre da solução.

2.1.1.1 Solubilidade de gases em líquidos

Os gases são, em geral, pouco solúveis em líquidos. Por exemplo, 1 L de água dissolve apenas aproximadamente 19 ml de ar em condições ambientais. A solubilidade dos gases em líquidos depende consideravelmente da pressão e da temperatura.

Com o aumento da temperatura, o líquido tende a libertar o gás dissolvido e, conseqüentemente, a solubilidade do gás diminui, como se pode observar no gráfico da figura 5. Um exemplo prático é o da maioria dos peixes, que não vive bem em águas quentes por insuficiência de oxigénio dissolvido na água.



..... Figura 5: Variação da solubilidade de N₂ e O₂ em água em função da temperatura.

3. Concentração de uma solução

O estudo quantitativo de uma solução implica o conhecimento da sua concentração, isto é, da quantidade de soluto presente numa dada quantidade de solução, que pode ser expressa de diferentes modos.

a) Concentração expressa em massa de soluto por volume de solução (g/L)

$$[X] = \frac{\text{massa do soluto } X}{\text{volume de solução}}$$

Em geral, as unidades são gramas de soluto por litro de solução.

b) Molaridade (M)

É a unidade de concentração mais comum. A molaridade de uma solução é o número de moles do soluto num litro de solução, expressa em mol/L.

$$M = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{volume de solução}} \text{ (mol/L)}$$

3.1 Concentração molar

Como vimos, a unidade de molaridade é moles por litro (mol/L). Deste modo, a quantidade de soluto numa solução depende tanto da concentração como do volume da solução. Importa salientar que a molaridade se refere apenas à quantidade de soluto dissolvida em água ou noutro solvente.

Exemplo:

Se pretendermos preparar 500 ml de uma solução 1,0 M de NaOH, a solução será preparada determinando-se primeiro a massa de 0,5 mol do soluto que neste caso é o hidróxido de sódio.

A massa molar de NaOH é igual a 40 g/mol e a massa correspondente a 0,5 mol será 40 g/mol: 0,5 mol = 20 g/mol. A massa obtida é introduzida num balão volumétrico de 500 ml e dissolve-se com água até atingir a marca dos 500 ml do balão. M = 0,5 mol: 0,5 L solução = 1 molar

3.2 Normalidade (N)

A normalidade de uma solução é o número de equivalente-grama do soluto num litro de solução.

$$N = \frac{\text{número de equivalentes do soluto}}{1 \text{ litro de solução}}$$

onde:

$$\text{número de equivalentes do soluto} = \frac{\text{gramas do soluto}}{\text{massa equivalente do soluto}}$$

A massa equivalente (E_q) – ou equivalente-grama – de uma substância pode ser igual à massa molar da substância ou a uma fracção da massa molar, isto é, a massa molar dividida por 2, 3, 4, 5 e assim por diante. Desta forma a cada substância pode ser atribuída uma massa equivalente. A massa equivalente é a massa de uma substância que pode reagir com outra substância e será equivalente a 1 mol de átomos ou de iões de hidrogénio.

Massa equivalente de um **elemento químico** é a relação entre átomo-grama (A) e sua valência (v), no composto considerado. Para um ácido, a massa equivalente é a relação entre a massa molecular (M) do **ácido** e o número de átomos de hidrogénio ionizáveis (y). Em relação às **bases**, a massa equivalente é a relação entre a massa molecular (M) da base e o número de iões hidroxilos (y).

A tabela seguinte mostra alguns exemplos de substâncias e suas massas equivalentes:

Substâncias	Massa equivalente (E_q)
K	$E_q = \frac{A}{v} = \frac{39 \text{ g}}{1} = 39 \text{ g}$
Mg	$E_q = \frac{A}{v} = \frac{24 \text{ g}}{2} = 12 \text{ g}$
Al	$E_q = \frac{A}{v} = \frac{27 \text{ g}}{3} = 9 \text{ g}$
HCl	$E_q = \frac{M}{y} = \frac{36 \text{ g}}{1} = 36 \text{ g}$
H_2SO_4	$E_q = \frac{M}{y} = \frac{98 \text{ g}}{2} = 49 \text{ g}$
H_3PO_4	$E_q = \frac{M}{y} = \frac{98 \text{ g}}{3} = 32,67 \text{ g}$
H_3PO_3	$E_q = \frac{M}{y} = \frac{82 \text{ g}}{2} = 41 \text{ g}$
KOH	$E_q = \frac{M}{y} = \frac{56 \text{ g}}{1} = 56 \text{ g}$
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$E_q = \frac{M}{y} = \frac{154 \text{ g}}{2} = 77 \text{ g}$

..... Tabela 3: Massa equivalente de algumas substâncias.

A massa equivalente de um **sal** é a relação entre a massa molecular (M) do sal e valência total dos iões, catiões e aniões (y).

Exemplos:

$$\text{Cloreto de potássio} - \text{KCl} \quad Eq = \frac{M}{y} = \frac{75,5 \text{ g}}{1} = 75,5 \text{ g}$$

$$\text{Fluoreto de bário} - \text{BaF}_2 \quad Eq = \frac{M}{y} = \frac{175 \text{ g}}{2} = 87,5 \text{ g}$$

$$\text{Sulfato de cobre} - \text{CuSO}_4 \quad Eq = \frac{M}{y} = \frac{159,5 \text{ g}}{2} = 79,75 \text{ g}$$

Para um **oxidante ou redutor**, a massa equivalente é a relação entre a massa molecular (M) da substância e o número total de electrões transferidos, cedidos ou recebidos (y) pela molécula.

Exemplos:

1. Para determinar a massa equivalente do permanganato de potássio (KMnO_4) quando reage como oxidante em meio ácido, temos a seguinte equação iónica da reacção:

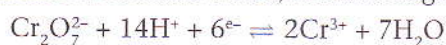


Tendo o permanganato de potássio como oxidante, o manganês com número de oxidação +7, ao reagir no meio ácido, recebe 5 electrões e passa a Mn com número de oxidação +2. Como a molécula do KMnO_4 contém apenas 1 átomo de Mn, o seu equivalente-grama será a sua massa molecular dividida por 5.

Assim, a massa equivalente do permanganato de potássio (KMnO_4) é:

$$Eq = \frac{M}{y} = \frac{158 \text{ g}}{5} = 31,5 \text{ g}$$

2. Para calcular a massa equivalente do dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) quando actua como oxidante no meio ácido, temos a seguinte equação iónica da reacção:



Quando o $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ actua como oxidante em meio ácido o Cr com número de oxidação +6 ao receber 6 electrões passa para Cr com número de oxidação +3. Como a molécula do $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ contém apenas 1 átomo de Cr, a sua massa equivalente será a sua massa molecular dividida por 6.

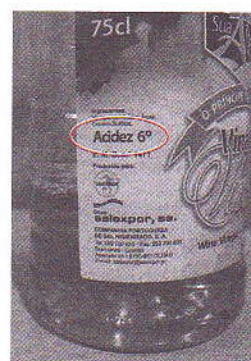
$$Eq = \frac{M}{y} = \frac{293,98 \text{ g}}{6} = 49 \text{ g}$$

3.2.1 Concentração percentual (%)

A concentração percentual, em massa, é definida como a massa de um soluto existente em 100 g de uma solução.

$$\% \text{ de soluto} = \frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de soluto} + \text{massa de solvente}} \times 100$$

A concentração de uma solução pode ser mencionada indicando-se a massa de soluto existente em 100 g ou 100 ml de solução. No dia-a-dia, deparamos com vários exemplos de soluções de substâncias comerciais que expressam as concentrações dos seus produtos com base em percentagem. Por exemplo, uma garrafa de vinagre com a indicação 6% de acidez no seu rótulo significa que 100 ml deste produto tem 6 ml de vinagre (ácido acético) e 94 ml de água.



..... Figura 6: Grau de acidez do vinagre.

4. Preparação de soluções

Para preparar soluções o procedimento é o seguinte:

1. Com o almofariz, pulverizar (desfazer) o sólido.
2. Pesar a massa suficiente do reagente escolhido para preparar a solução.
3. Transferir o sólido para o balão volumétrico.
4. Ir juntando água destilada a pouco e pouco e agitar.
5. Completar o volume do balão volumétrico.
6. Colocar a rolha e agitar.

4.1 Preparação de soluções dada a concentração em massa

Preparar uma solução aquosa de concentração 1,6 g/L utilizando um dos seguintes solutos:

- Sulfato de cobre (II) pentahidratado
- Sulfato de ferro (II) heptahidratado
- Permanganato de potássio

Material:

- Espátula
- Vidro de relógio
- Vareta de vidro
- Copo de precipitação
- Funil
- Balão de diluição
- Conta-gotas
- Esguicho
- Papel absorvente

Procedimento:

1. Pesa 1,6 g de sulfato de cobre (II) pentahidratado num vidro de relógio.
2. Transfere a massa de 1,6 de sulfato de cobre (II) pentahidratado, pesada anteriormente, para um balão de diluição (balão volumétrico).
3. Dissolve a massa de 1,6 g de sulfato de cobre (II) pentahidratado, contida no balão volumétrico, com água destilada. Agita fortemente para dissolução do sal.
4. Acrescenta água destilada no balão volumétrico até completar um litro.

5. Diluições

É comum, no nosso dia-a-dia, efectuarmos a diluição de soluções, isto é, acrescentarmos-lhes um pouco de solvente. Por exemplo:

- adicionamos água a um sumo de fruta concentrado, para obter um sumo de sabor mais agradável;
- adicionamos água quente num chá forte para o tornar mais fraco;
- na cozinha, o detergente líquido dilui-se na água, durante a lavagem da louça;
- na agricultura, os pesticidas são diluídos em água antes da sua aplicação nas culturas.

As soluções aquosas de substâncias químicas são vendidas, em geral, em concentrações elevadas. Ao chegar aos laboratórios ou às indústrias, estas substâncias são quase sempre diluídas antes de serem utilizadas.

Diluir a solução duma substância significa adicionar-lhe uma porção do próprio solvente puro.

Exemplo:

Diluindo-se 100 ml de solução de cloreto de sódio de concentração igual a 15 g/L ao volume final de 150 ml, qual será a nova concentração?

Resolução:

Usando a fórmula da diluição: $V_1C_1 = V_2C_2$

V_1 : Volume inicial; C_1 : Concentração inicial

V_2 : Volume final; C_2 : Concentração final

$$100 \times 15 = 150 \times C_2$$

$$C_2 = 10 \text{ g/L}$$

Resposta: a nova concentração é de 10 g/L.

Exercícios

1. Qual é a massa de hidróxido de sódio (NaOH) que deve ser dissolvida em 500 ml de água para que a solução resultante possua uma concentração de 0,1 M?
2. Calcula o volume de água necessário para diluir 200 ml de solução de 0,3 N de nitrato de magnésio a fim de obter a concentração de 0,01 N.
3. Uma solução de ácido sulfúrico tem a concentração de 0,3 N.
 - 3.1 Determina a concentração molar deste ácido.
4. Calcula o volume necessário (em litros) para preparar uma solução 0,2 M de NaCl a partir de 300 g de NaCl.
5. Qual é a percentagem em massa do hidróxido de sódio numa solução preparada pela dissolução de 8 g desta substância em 50 g de água?
6. Quais são as massas de cloreto de potássio e de água necessárias para se preparar 250 g de uma solução a 5%?
7. Qual é a molaridade de uma solução que contém 1,4 mol de ácido acético em 250 ml de solução?
8. Que volume de uma solução de 0,250 M de carbonato de potássio pode ser preparado a partir de 16 g de carbonato de potássio?

Exercícios complementares

1. A solução aquosa de um antibiótico é normalmente preparada pouco tempo antes de se iniciar a sua toma. As quantidades de água destilada a misturar são indicadas no frasco que já contém o antibiótico em pó.
 - 1.1 Qual é a concentração mássica da solução resultante da mistura de 0,2 g de pó com 250 ml de água?
 - 1.2 Supondo que todo o antibiótico era amoxicilina, $C_{16}H_{19}N_3O_5S$, qual é o número de moles presentes nos 0,2 g?
 - 1.3 Indica a concentração molar da solução obtida.

2. O xarope invertido, um ingrediente utilizado pela indústria alimentícia, é usado principalmente na produção de doces, frutas em calda, caramelos, licores e gelados. Consiste num xarope com 200 g de glicose, 200 g de frutose e 200 g de sacarose.
 - 2.1 Determina a percentagem, em massa, de cada açúcar no xarope.

3. 100 ml de soro fisiológico contém 0,354 g de Na^+ e 0,546 g de Cl^- .
 - 3.1 Determina a percentagem (m/m) de Na^+ no soro fisiológico.
 - 3.2 Determina a percentagem (m/m) de Cl^- no soro fisiológico.

4. O álcool etílico comercial é uma mistura de álcool e água.
 - 4.1 Qual é o significado de álcool etílico a 95%?
 - 4.2 Qual é a percentagem de água?

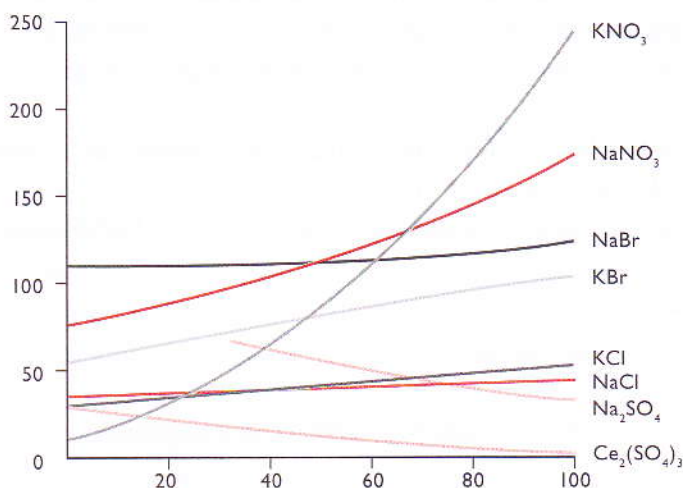
5. 10,0 g de cloreto de sódio foram dissolvidos em 250,0 g de água. Calcula:
 - a) a fracção em massa do soluto;
 - b) a fracção molar do soluto.

6. As soluções são misturas homogéneas, sendo constituídas por uma única fase. A composição quantitativa de uma solução traduz-se, frequentemente, pela concentração expressa em $mol\ dm^{-3}$. Para uma determinada actividade experimental, um grupo de alunos tem de preparar $250\ cm^3$ de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, $NaOH$, com a concentração de $2,00\ mol\ dm^{-3}$.
 - 6.1 Calcula a massa de hidróxido de sódio sólido que os alunos devem medir para preparar a referida solução. Apresenta todas as etapas de resolução.
 - 6.2 A partir da solução preparada anteriormente, os alunos vão fazer uma diluição de factor 4. Indica, justificando por palavras, o valor da concentração da solução final diluída.

7. Um pacote de açúcar tem aproximadamente 8 g de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$.
 - 7.1 Determina a concentração mássica, C_m , e a concentração molar de uma solução de 100 ml de água açucarada com este pacote de açúcar.
Dados: $Ar(H) = 1$; $Ar(C) = 12$; $Ar(O) = 16$

Exercícios complementares

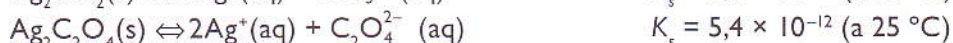
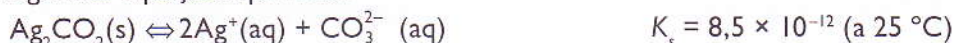
8. O gráfico seguinte apresenta a variação da solubilidade de alguns sais em função da temperatura.



8.1 Com base na informação nele contida, classifica como verdadeira (V) ou falsa (F) cada uma das seguintes afirmações:

- a) A dissolução de um sal em água é sempre um processo endotérmico.
- b) A dissolução do cloreto de sódio em água é praticamente um processo atérmico.
- c) A dissolução do sulfato de cálcio em água aumenta com o aumento da temperatura.
- d) A dissolução do sulfato de sódio em água é um processo exotérmico.
- e) A soma das energias de ligação nos produtos de uma dissolução é sempre inferior à soma das energias de ligação entre os iões que constituem o respectivo sal.

9. O equilíbrio de solubilidade dos sais de carbonato de prata e oxalato de prata traduz-se pelas seguintes equações químicas:



9.1 Desprezando eventuais associações iónicas em solução e reacções dos iões com a água, assinala, com X, a hipótese que permite completar correctamente a afirmação seguinte.

Comparando duas soluções saturadas dos sais de carbonato de prata e oxalato de prata, à temperatura de 25 °C, verifica-se que...

- a) ... a concentração dos iões $\text{Ag}^+(\text{aq})$ é igual nas duas soluções.
- b) ... a concentração dos iões $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ é superior à dos iões $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq})$.
- c) ... a solubilidade do carbonato de prata é inferior à do oxalato de prata.
- d) ... o produto de solubilidade de cada um dos sais aumenta com a adição de iões $\text{Ag}^+(\text{aq})$ a cada uma das soluções.

Exercícios complementares

10. Um copo contém 50 cm^3 de uma solução aquosa com iões chumbo (II) de concentração $0,020 \text{ mol dm}^{-3}$ e com iões prata de concentração $0,0060 \text{ mol dm}^{-3}$, à temperatura de $25 \text{ }^\circ\text{C}$. A esta solução adiciona-se lentamente cloreto de potássio sólido, de forma a precipitar os cloretos de chumbo (II) e de prata. Considera que não há alteração de volume nem de temperatura do sistema.

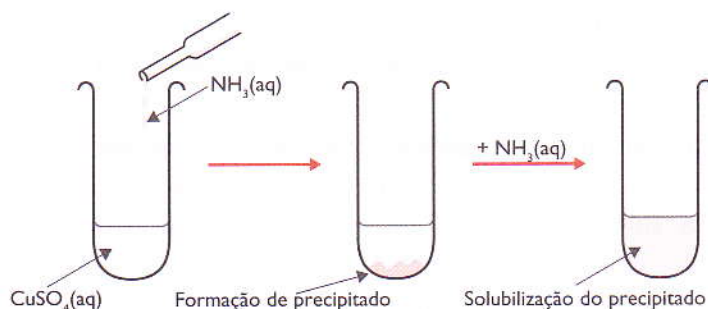
10.1 Escreve as equações químicas que traduzem os equilíbrios de solubilidade do cloreto de prata e do cloreto de chumbo (II).

10.2 Qual dos sais começa a precipitar primeiro: PbCl_2 ou AgCl ? Justifica, apresentando os cálculos necessários.

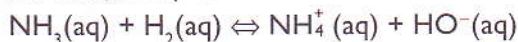
$$K_s(\text{PbCl}_2) = 2,4 \times 10^{-4} \text{ (a } 25 \text{ }^\circ\text{C)}$$

$$K_s(\text{AgCl}) = 1,6 \times 10^{-10} \text{ (a } 25 \text{ }^\circ\text{C)}$$

11. Considera a sequência de operações ilustradas na figura seguinte:



11.1 Na solução aquosa de amoníaco estabelece-se o equilíbrio



e o ião complexo $[\text{Cu}(\text{NH}_2)_4]^{2+}(\text{aq})$ é muito estável.

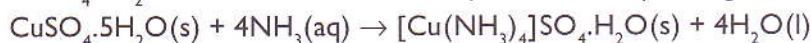
11.1.1 Escreve a equação iónica que traduz a formação do precipitado.

11.1.2 Explica a solubilização do precipitado formado por adição de excesso de amoníaco.

12. A água consegue dissolver, em extensão apreciável, um elevado número de substâncias. O cloreto de sódio, NaCl , é exemplo de uma substância muito solúvel em água.

12.1 Considerando que a solubilidade do NaCl em água, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, é igual a $36,0 \text{ g NaCl}/100 \text{ g H}_2\text{O}$, verifica, com os cálculos necessários, se, ao adicionar $90,0 \text{ g}$ de $\text{NaCl}(\text{s})$ a 250 g de água a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, se obtém uma solução saturada ou insaturada naquele composto, com ou sem sólido depositado no fundo do recipiente.

13. O sulfato de tetraminocobre (II) mono-hidratado, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, ($M = 245,6 \text{ g mol}^{-1}$), é um sal complexo, obtido a partir da reacção entre o sulfato de cobre (II) penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, e o amoníaco. Esta reacção é descrita pela seguinte equação química:



Exercícios complementares

13.1 A 8,0 ml de uma solução aquosa de amoníaco de concentração $15,0 \text{ mol dm}^{-3}$ adicionaram-se 0,02 mol de sulfato de cobre penta-hidratado.

13.1.1 Calcula a massa de sal complexo que se formaria, admitindo que a reacção é completa. Apresenta todas as etapas de resolução.

14. O grau de acidez de um vinagre é dado em termos da massa de ácido acético, em gramas, existente em 100 cm^3 desse vinagre. Para determinar o grau de acidez de um vinagre comercial, começou por se diluir esse vinagre 10 vezes, obtendo-se um volume total de $100,0 \text{ cm}^3$. Em seguida, fez-se a titulação da solução diluída de vinagre, com uma solução de hidróxido de sódio, NaOH, de concentração conhecida.

14.1 Assinala, com X, a única alternativa que refere o material de laboratório necessário para efectuar, com rigor, a diluição acima referida.

- a) Proveta de 10,0 ml, pipeta de 100,0 ml, pompete.
- b) Balão volumétrico de 100,0 ml, pipeta de 10,0 ml, pompete.
- c) Proveta de 100 ml, pipeta de 10,0 ml, pompete.
- d) Balão volumétrico de 10,0 ml, pipeta de 100,0 ml, pompete.

14.2 Desprezando a contribuição de outros ácidos presentes no vinagre, a titulação efectuada permitiu determinar a concentração de ácido acético, CH_3COOH ($M = 60,06 \text{ g mol}^{-1}$), na solução diluída de vinagre, obtendo-se o valor $7,8 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$.

14.2.1 Calcula o grau de acidez do vinagre comercial utilizado.

15. Na água do mar têm-se dissolvido, ao longo de milhares de milhões de anos, várias substâncias que incluem sais inorgânicos, gases e compostos orgânicos provenientes dos organismos marinhos.

15.1 Na tabela seguinte, indica-se a composição média aproximada da água do mar, relativa aos seus componentes maioritários.

- a) Qual o ião presente em maior quantidade na água do mar?
- b) Calcula a composição, em ião sulfato, SO_4^{2-} ($M = 96,07 \text{ g mol}^{-1}$), da água do mar, expressa em ppm.

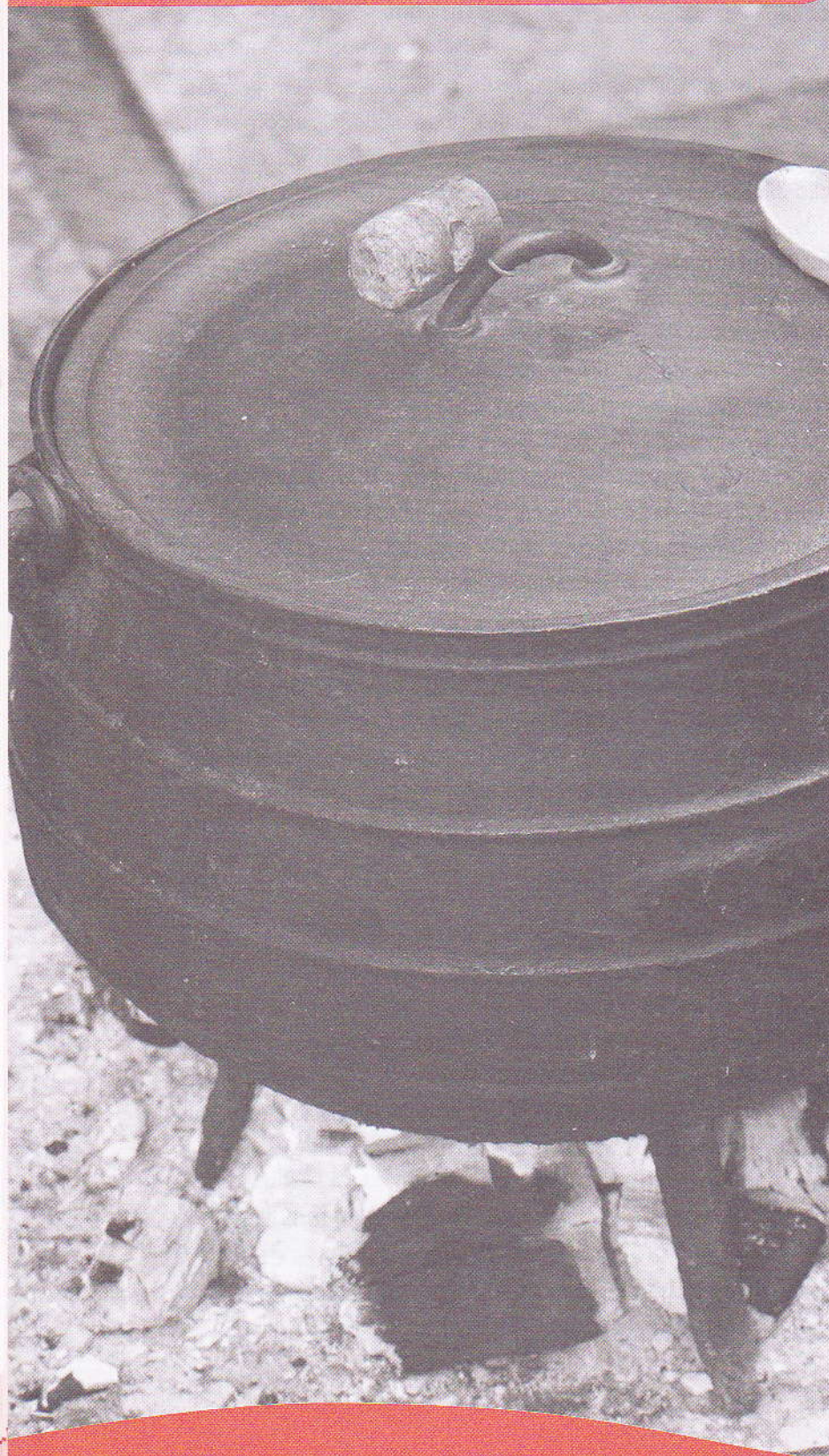
Componente	mol/kg de água do mar
NaCl	0,4186
MgCl_2	0,0596
Na_2SO_4	0,02856
KCl	0,01
CaCl_2	0,005

16. Considera uma moeda constituída por uma liga de prata, cobre e níquel. Para determinar a sua composição em prata (Ag), dissolveu-se a moeda, de massa 14,10 g, em ácido e diluiu-se a solução resultante até perfazer um volume de 1000 cm^3 . A 100 cm^3 da solução adicionou-se ácido clorídrico, $\text{HCl}(\text{aq})$, em excesso, de modo que toda a prata existente em solução precipitasse na forma de cloreto de prata, AgCl ($M = 143,32 \text{ g mol}^{-1}$).

O precipitado de AgCl foi, então, separado por filtração, lavado, seco e pesado, tendo-se determinado o valor de 0,85 g.

16.1 Calcula a percentagem, em massa, de prata na moeda analisada.

Termoquímica



No final desta unidade, deverás ser capaz de:

- distinguir os conceitos de energia, trabalho, calor, temperatura e entalpia;
- aplicar a Lei da Conservação e Transformação de Energia nos fenómenos químicos;
- escrever as equações termoquímicas;
- diferenciar os tipos de entalpia;
- elaborar e interpretar diagramas de entalpia;
- resolver exercícios e problemas relacionados com entalpia e Lei de Hess.

Introdução

Durante as reacções químicas verificam-se variações de energia. Frequentemente, estas variações manifestam-se sob a forma de energia calorífica, que é utilizada para tornar as nossas vidas mais confortáveis. Por exemplo: a cozedura dos nossos alimentos pode ser conseguida com o calor libertado na combustão do gás da cozinha (butano) num fogão apropriado; a combustão da gasolina no motor a combustão, nos automóveis, encurta-nos as distâncias; nos dias de muito frio, precisamos de água quente para o nosso banho, o que se consegue aquecendo a água com o calor resultante da combustão da lenha (zona rural).

A Termoquímica é o ramo da Química que se ocupa dos balanços energéticos nas reacções químicas.

1. Conceitos fundamentais da Termoquímica

1.1 Energia interna (U)

Todos os corpos possuem energia. No entanto, não é possível medi-la; medem-se, sim, as variações de energia de um sistema, ΔU , num determinado processo.

$$\Delta U = U(\text{final}) - U(\text{inicial})$$

As reacções químicas são acompanhadas de uma alteração de energia interna dos sistemas reagentes:

- se a energia interna do sistema diminui ($\Delta U < 0$), a reacção é acompanhada de uma libertação de energia (reacção exotérmica);
- caso a energia interna do sistema aumente ($\Delta U > 0$), o processo é acompanhado de uma absorção de energia do exterior (reacção endotérmica).

A expressão $\Delta U = Q + W$ é conhecida como Primeira Lei da Termodinâmica, que é a forma algébrica da Lei da Conservação da Energia. Diz o seguinte:

«Se a energia de um sistema aumentar num certo valor, então uma quantidade equivalente de calor (Q) ou trabalho (W) [$W = P \Delta V$] está a ser fornecida ao sistema, ou se a energia de um sistema diminuir num certo valor, então uma quantidade correspondente está a ser gasta sob a forma de calor ou trabalho.»

Se a reacção decorrer com um volume constante $\Delta V = 0$, o W é igual a zero e a $\Delta U = Q$.

1.2 Temperatura

A temperatura é uma propriedade dos corpos associada à energia cinética média das moléculas.

A temperatura dos corpos mede-se com termómetros e serve de indicador do sentido das transferências de energia como calor.

A energia flui dos corpos que se encontram a temperaturas mais elevadas para os que se encontram a temperaturas mais baixas. Se dois corpos estão à mesma temperatura não há trocas de energia como calor.

1.3 Entalpia

A maioria das reacções químicas realiza-se a pressão constante.

Numa transformação a pressão constante, a variação de energia interna coincide com a variação de entalpia do sistema: ΔH .

A variação de entalpia numa reacção química, ainda hoje denominada calor de reacção, é numericamente igual à energia libertada ou absorvida, como calor, numa reacção.

Pode ser medida em joules ou calorias, sendo:

1 caloria (cal) = 4,184 joules (J).

1.4 Reacções endotérmicas

Reacções endotérmicas são reacções que se realizam com absorção de energia.

Reagentes + energia absorvida → Produtos

Exemplo 1:

Se enchermos uma taça com gelado acabado de sair do frigorífico e o deixarmos por uns instantes à temperatura ambiente, ele receberá energia, como calor, do meio ambiente, energia essa que provocará a fusão do gelado.

A passagem do estado sólido (ou semi-sólido) ao estado líquido é um processo endotérmico.

Exemplo 2:

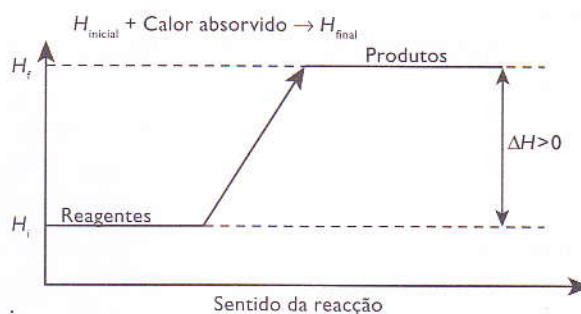
Quando uma mole de água líquida é transformada numa mole de vapor de água, há absorção de 40,7 kJ de energia, o que se traduz pela seguinte equação:



$$\Delta H = 40,7 \text{ kJ (100 }^\circ\text{C, 1 atm)}$$

O diagrama da reacção endotérmica apresentado à direita demonstra que:

- existiu ganho de calor, dado que houve um aumento de entalpia;
- o processo apresenta ΔH positiva;
- o calor absorvido (calor de reacção) é fornecido pela ΔH .



..... Figura 1: Diagrama da reacção endotérmica.

1.5 Reacções exotérmicas

Reacções exotérmicas são reacções que se realizam com libertação de energia para as vizinhanças.

Reagentes → Produtos + energia libertada

Entalpia dos produtos < Entalpia dos reagentes

Reagentes → Produtos $\Delta H < 0$

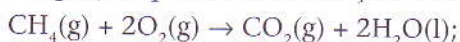
Exemplo 1:

Quando levamos à mesa um frango acabado de assar, ele transfere energia para o ar circundante, pois está a uma temperatura mais elevada. Em consequência disso, o frango arrefece e o ar aquece. Sempre que um sistema arrefece, há libertação de energia. O arrefecimento é um processo exotérmico.

Exemplo 2:

Na combustão do metano há libertação de 889,5 kJ de energia.

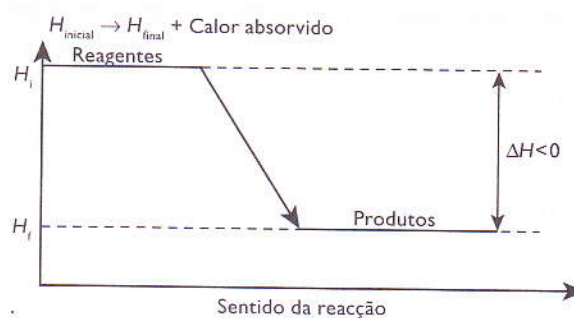
A equação que traduz a reacção escreve-se:



$$\Delta H = -889,5 \text{ kJ/mol}$$

O diagrama da reacção exotérmica apresentado à direita demonstra que:

- existiu perda de calor, dado que houve uma diminuição de entalpia;
- o processo apresenta ΔH negativa;
- o calor perdido (calor de reacção) é fornecido pela ΔH .



..... Figura 2: Diagrama da reacção exotérmica.

2. As equações termoquímicas

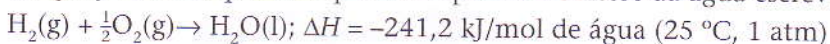
Uma equação termoquímica é a forma mais completa de representar uma reacção química.

Uma equação termoquímica indica:

- os reagentes e os produtos da reacção;
- o estado físico dos reagentes e produtos;
- o valor da variação de entalpia, ΔH , ainda chamado, por vezes, calor da reacção;
- a temperatura e a pressão a que se realiza o processo.

Exemplo:

A equação termoquímica que corresponde à síntese da água escreve-se da seguinte forma:



A leitura da equação é a seguinte:

Para formar uma mole de água a partir dos seus elementos no estado gasoso, libertam-se 241,2 kJ de energia para o exterior, ocorrendo a reacção a 25 °C e à pressão de 1 atm.

Os processos de transferência de energia como calor são muito importantes na nossa vida – para cozinhar os alimentos e para aquecimento da Terra, para favorecer a germinação das sementes, secar a roupa, etc. Na indústria panificadora, o calor é usado para cozer o pão, na indústria alimentar é usado na pasteurização dos alimentos, na siderurgia, para moldar os metais, etc. Os automóveis, navios, aviões e foguetes são movimentados graças à energia que se liberta como calor durante a queima de combustíveis nos seus motores.

Como principais fontes de energia transferida como calor, podemos citar o Sol, a Terra, as reacções químicas, o atrito e a energia nuclear.

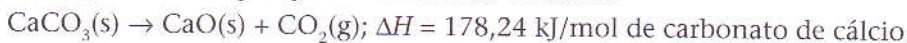
2.1 Factores que influenciam o valor do ΔH

Os factores que influenciam a variação de entalpia são:

a) A quantidade de reagentes e produtos

O valor do ΔH de uma reacção varia em função da quantidade de cada um dos reagentes.

Exemplo: Decomposição de carbonato de cálcio

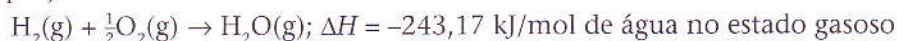


$2\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow 2\text{CaO}(\text{s}) + 2\text{CO}_2(\text{g}); \Delta H = 2 \times 178,24 = 356,5 \text{ kJ/duas moles de carbonato de cálcio}$

Quando duplicamos a quantidade de carbonato de cálcio a decompor, duplica também a energia que é necessário fornecer.

b) Os estados físicos dos reagentes e produtos

A influência do estado físico no valor de ΔH pode ser analisada a partir das seguintes equações:

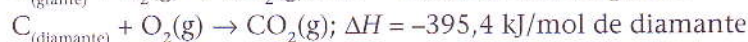


A formação de substâncias no estado sólido a partir de substâncias gasosas possui variações de entalpia maiores do que no estado líquido e estas, maiores do que no estado gasoso.

c) O estado alotrópico de reagentes e produtos

A cada estado alotrópico de uma substância corresponde um valor de variação de entalpia distinto.

Exemplo: Combustão do carbono



2.2 Alguns tipos de entalpias de reacção

2.2.1 Entalpia-padrão

Teoricamente, só é possível calcular o valor do ΔH se forem conhecidas as entalpias absolutas dos reagentes (H_R) e dos produtos (H_P). A variação de entalpia num processo químico é definida como:

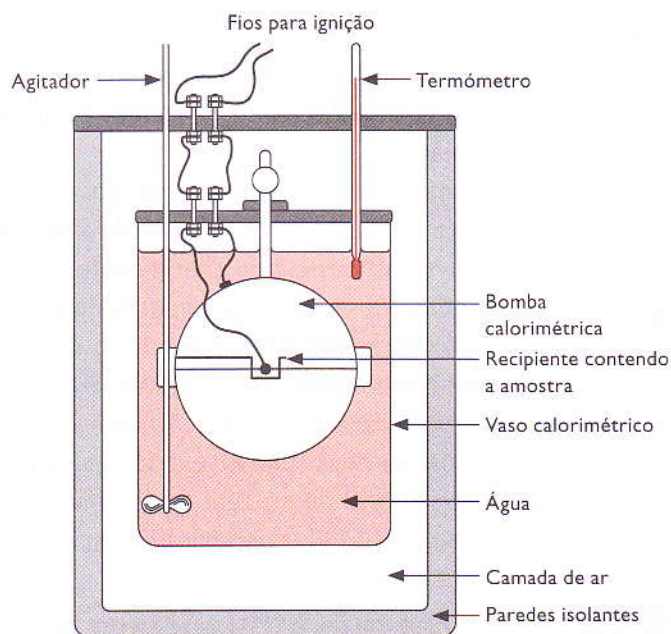
$$\Delta H = H(\text{produtos}) - H(\text{reagentes}).$$

No entanto, na prática, é impossível obter tais valores.

Experimentalmente, a variação de entalpia de muitas reacções é determinada por processos calorimétricos, utilizando-se um aparelho denominado calorímetro.

É extremamente importante para o químico conhecer os valores de entalpia de uma dada substância. Assim, foram estabelecidas condições de referência para determinar a entalpia das substâncias.

Convencionou-se que toda a substância simples no estado padrão (ou seja, no estado físico e alotrópico mais estável a 25 °C e 1 atm) tem entalpia igual a zero (0). A partir daí, determinaram-se outras entalpias de acordo com o processo químico em causa.



..... Figura 3: Calorímetro.

2.2.2 Entalpia de formação

A entalpia de formação é a energia libertada ou absorvida quando uma mole de um composto se forma a partir de substâncias simples no estado padrão (as quais têm entalpia-padrão igual a zero).

Exemplo:

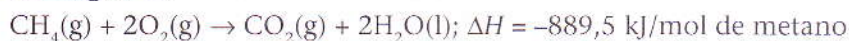


A entalpia de formação do etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$) é igual a $-277,7 \text{ kJ}$.

2.2.3 Entalpia de combustão

A entalpia de combustão refere-se à energia libertada na combustão de uma mole de um composto, desde que todos os elementos da reacção estejam no estado padrão.

Exemplo 1:



A entalpia de combustão do metano (CH_4) é igual a $-889,5 \text{ kJ}$.

Exemplo 2: Combustão do álcool etílico

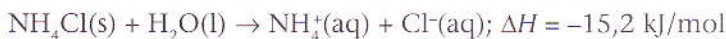


A queima de uma mole de álcool etílico liberta $-1370,6 \text{ kJ}$ de energia.

2.2.4 Calor de dissolução ou entalpia de dissolução

O calor de dissolução é a energia que se liberta ou é absorvida na dissolução de uma mole de uma substância numa quantidade de solvente de tal modo que a adição de solvente não provoque efeito térmico apreciável.

Exemplo: Dissolução de cloreto de amónia em água



A dissolução de uma mole de cloreto de amónia liberta $-15,2 \text{ kJ}$ de energia.

2.3 Diagramas de energia

A utilização de diagramas de energia é de extrema importância do ponto de vista prático, pois permite visualizar imediatamente a entalpia envolvida no processo.

O diagrama mostra um eixo vertical contendo valores de entalpia e um eixo horizontal que indica o sentido do processo (ver figuras 1 e 2, nas páginas 100 e 101, respectivamente).

Exemplo: combustão do carvão.

3. Lei de Hess

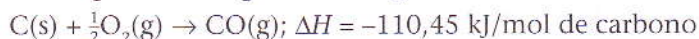
Esta lei é particularmente útil na determinação de calores de reacção de difícil medida experimental.

Em 1840, um físico chamado Germain Henri Hess, com base nos seus estudos sobre calores de reacção, descobriu que, de um modo geral, quando uma reacção se dá em etapas, a soma dos calores de reacção correspondentes aos diversos estádios é igual ao calor de reacção obtido quando a reacção é realizada numa só etapa. Assim, as variações de entalpia são aditivas.

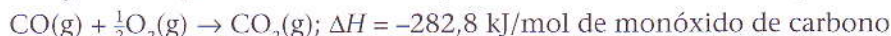
Então, Germain Henri Hess enunciou a sua lei, que diz: «Quando uma reacção química apresenta etapas intermédias, a variação de entalpia da reacção geral equivale à soma das variações de entalpia de cada uma das etapas intermédias», ou seja, a variação de entalpia numa reacção química depende apenas das entalpias dos reagentes e dos produtos da reacção final.

Exemplo: Combustão do carbono

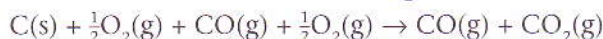
Numa primeira etapa há formação de monóxido de carbono:



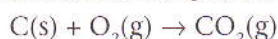
A segunda etapa consiste na formação de dióxido de carbono a partir do monóxido:



Somando estas duas equações (como se fossem equações algébricas), somamos também, segundo a Lei de Hess, as variações de entalpia de cada uma das reacções que constituem as duas etapas:



Simplificando, e eliminando os compostos que entram simultaneamente como reagentes e produtos da reacção, resulta:



Com $\Delta H = (-110,45) + (-282,8) = -392,65 \text{ kJ/mol de carbono}$

3.1 A Lei de Hess e as entalpias de formação

O valor de ΔH de um processo químico pode ser calculado facilmente se conhecermos as entalpias de formação dos reagentes e produtos.

Esta é a equação geral:



Admitindo que a variação da entalpia de formação de cada substância pode ser indicada por $\Delta H X$, onde X indica a substância concreta, ficamos com:

$(\Delta H A)$ – calor de formação de A

$(\Delta H B)$ – calor de formação de B

$(\Delta H C)$ – calor de formação de C

$(\Delta H D)$ – calor de formação de D

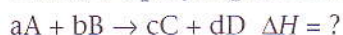
A Lei de Hess permite escrever:

$$\Delta H = \Delta H C + \Delta H D - (\Delta H A + \Delta H B)$$

A variação de entalpia (ou o calor de reacção) de um processo é igual à diferença entre o somatório das entalpias de formação dos produtos e o somatório das entalpias de formação dos reagentes.

$$\Delta H = \sum \Delta H(\text{formação dos produtos}) - \sum \Delta H(\text{formação dos reagentes})$$

Assim, a equação geral fica:



E a expressão de ΔH fica:

$$\Delta H = (c\Delta H C + d\Delta H D) - (a\Delta H A + b\Delta H B)$$

Exemplo: Cálculo da variação de entalpia, ΔH , no processo de combustão do álcool etílico



Dados:

Entalpia de formação do $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(l)} = -141,4 \text{ kJ/mol}$

Entalpia de formação do $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,3 \text{ kJ/mol}$

Entalpia de formação do $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241,8 \text{ kJ/mol}$

Entalpia de formação do $\text{O}_2 = \text{Zero}$

$\Delta H = [2(-393,3) + 3(-241,8)] - [-141,4 + 3(0)] = -1370,6 \text{ kJ/mol}$ de álcool etílico

Efectuando os cálculos, ficamos com o seguinte resultado final:

$\Delta H = -1370,6 \text{ kJ}$. Reacção exotérmica.

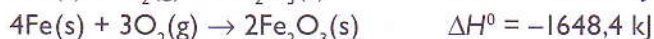
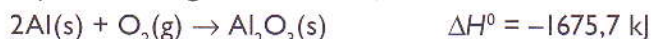
Exercícios

1. Das afirmações que se seguem, indica as que são verdadeiras (com V) e as que são falsas (com F).
 - a) Se a energia interna do sistema diminui ($\Delta U < 0$), a reacção é acompanhada de uma absorção de energia (reacção endotérmica).
 - b) A energia flui dos corpos que se encontram a temperaturas mais elevadas para os que se encontram a temperaturas mais baixas.
 - c) Uma equação termoquímica indica: os reagentes e os produtos da equação; o estado físico dos reagentes e produtos; o valor da variação de entalpia, ΔH ; a temperatura e a pressão a que se realiza o processo.
 - d) A cada estado alotrópico de uma substância corresponde um valor de variação de entalpia distinto.
2. Completa:
 - a) As reacções químicas exotérmicas libertam _____.
 - b) As reacções químicas endotérmicas _____ energia.
 - c) Denomina-se calor de reacção a energia _____ ou _____ pela reacção.
 - d) No processo genérico $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D} + 83,7 \text{ kJ}$, o calor da reacção vale _____. Logo, este processo será _____.
3. Calcula a quantidade de energia libertada pela combustão de 520 g de acetileno a 25°C , sabendo que as entalpias de formação a 25°C são de $393,71 \text{ kJ/mol}$ para $\text{CO}_2(\text{g})$ e $285,8 \text{ kJ/mol}$ para $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
4. Durante a combinação de 2,1 g de ferro com enxofre libertaram-se 3,77 kJ.
 - 4.1 Calcula a entalpia de formação do sulfureto de ferro. (Usa uma tabela de Matemática, Física e Química sempre que necessário.)
5. Determina a quantidade de calor que se liberta na explosão de 8,4 L de uma mistura explosiva de oxigénio com hidrogénio em condições normais de pressão e temperatura.
 - 5.1 Esboça um diagrama de energia com base nos dados da questão anterior.
6. O volume de 112 L de uma mistura de iguais volumes de oxigénio e monóxido de carbono em condições normais é queimado.
 - 6.1 Calcula a quantidade de energia que se liberta durante este processo.
7. Explica por que razão os processos de dissolução das substâncias na água podem decorrer espontaneamente, não só no caso das reacções exotérmicas, mas também no das reacções endotérmicas.

Exercícios complementares

1. O óxido de alumínio, Al_2O_3 , é um composto estável, o que é evidenciado pelo facto de o alumínio metálico reduzir a maior parte dos óxidos metálicos ao respectivo metal, como é ilustrado pela equação química $2\text{Al}(\text{s}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{Fe}(\text{s})$

1.1 A partir das seguintes informações:



calcula, aplicando a Lei de Hess, a variação de entalpia-padrão, $\Delta_r H^\circ$, da reacção que traduz a redução do óxido de ferro, $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$, a ferro, $\text{Fe}(\text{s})$, pelo alumínio, $\text{Al}(\text{s})$.

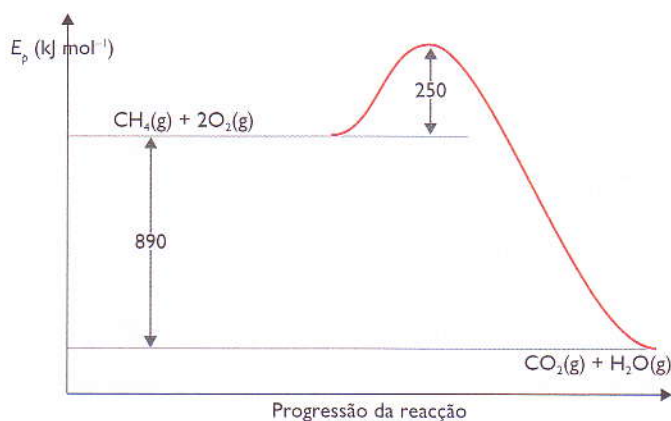
2. Entre os vários materiais recicláveis, o alumínio é o mais valioso. Considera as informações seguintes:

- A produção industrial de 1 kg de alumínio requer cerca de 4 kg de bauxite (recurso natural).
- A energia requerida no processo de reciclagem de objectos de alumínio é 26,1 kJ por cada mole de alumínio.
- A energia requerida para produzir 1 mol de alumínio, por electrólise de Al_2O_3 (extraído da bauxite), é 297 kJ.

2.1 Com base nestas informações, indica três razões pelas quais a reciclagem de objectos de alumínio pode contribuir para a sustentabilidade económica e ambiental.

3. O metano, CH_4 , é um dos componentes maioritários do gás natural. Na figura está representado o diagrama de energia potencial, E_p , em função da progressão da reacção de combustão do metano.

3.1 Indica o que representa cada um dos valores de energia referidos no diagrama da figura.



4. Considera a reacção de precipitação, praticamente completa, do cloreto de prata, em sistema fechado:

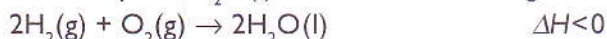


4.1 Entre as afirmações seguintes, assinala, com X, a correcta.

- a) A entropia do sólido aumenta.
- b) A reacção de precipitação é endotérmica.
- c) A variação de entropia do meio exterior é positiva.
- d) A temperatura do sistema diminui.

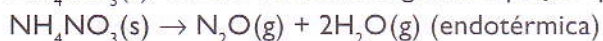
Exercícios complementares

5. Num recipiente fechado de capacidade variável, a temperatura constante, 2 mol de hidrogénio, $\text{H}_2(\text{g})$, e 1 mol de oxigénio, $\text{O}_2(\text{g})$, reagem, sob pressão constante (1 atm), formando água no estado líquido, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, de acordo com a seguinte equação química:



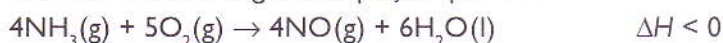
- 5.1 Relativamente à reacção acima referida, assinala, com X, as duas afirmações correctas.
- O processo é endotérmico, ocorrendo uma diminuição de energia interna, U , do meio exterior.
 - A soma das energias de ligação na molécula de água é superior à soma das energias de ligação nas moléculas dos gases reagentes.
 - A variação de entalpia, ΔH , é igual à variação da energia interna, ΔU , verificada durante a transformação.
 - Na transformação química ocorrida houve realização de trabalho, W , do exterior sobre o sistema porque se verificou uma diminuição do volume deste.

6. O óxido de azoto, $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$, pode ser obtido por aquecimento do nitrato de amónio sólido, $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$, de acordo com a seguinte equação química:



- 6.1 Considerando esta reacção em sistema fechado, num recipiente de capacidade fixa, assinala, com X, a afirmação verdadeira.
- A reacção ocorre com variação negativa de energia interna.
 - Durante a reacção, a pressão do sistema aumenta.
 - Durante a reacção, a energia interna do exterior não sofre variação.
 - A reacção dá-se com realização de trabalho do sistema sobre o exterior.

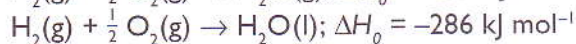
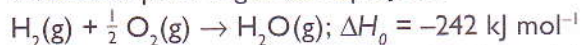
7. Uma das etapas da produção do ácido nítrico a partir do amoníaco consiste na oxidação deste, de acordo com a seguinte equação química:



- 7.1 Assinala, com X, a hipótese que permite completar correctamente a frase seguinte. Quando a reacção ocorre em sistema fechado, a volume e temperatura constantes, as trocas de energia entre o sistema e o exterior ocorrem sob a forma de...
- ... calor do sistema para o exterior e de trabalho realizado pelo sistema sobre o exterior.
 - ... calor do sistema para o exterior, não havendo realização de trabalho.
 - ... calor do sistema para o exterior e de trabalho realizado pelo exterior sobre o sistema.
 - ... calor do exterior para o sistema, não havendo realização de trabalho.
 - ... calor do exterior para o sistema e de trabalho realizado pelo exterior sobre o sistema.

Exercícios complementares

8. Considera a variação da entalpia-padrão das reacções de formação de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ e de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, traduzidas pelas seguintes equações:



8.1 Calcula a variação de entalpia molar padrão associada à vaporização da água.

9. As Leis da Termodinâmica permitem interpretar as transferências de energia que ocorrem num sistema reaccional. A transformação $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$, em sistema fechado e a pressão constante, ocorre com realização de trabalho sobre o sistema reaccional.

9.1 Justifica a afirmação verdadeira acima apresentada.

10. Considera a reacção química em sistema fechado traduzida pela seguinte equação termoquímica:



10.1 Assinala, com X, a afirmação correcta de entre as seguintes:

- a) A temperatura do sistema diminui enquanto ocorre a reacção.
- b) A temperatura final do sistema é igual à temperatura inicial, se o sistema transferir para o meio exterior 12 kJ, como calor, por mole de HCN que reaja.
- c) A energia interna dos produtos da reacção é superior à dos reagentes, para a mesma temperatura.
- d) A energia do sistema e do meio exterior diminui.

11. Um gás sofre uma compressão isobárica com uma transferência de energia sob a forma de trabalho entre o sistema e as vizinhanças de $3 \times 10^3 \text{ J}$.

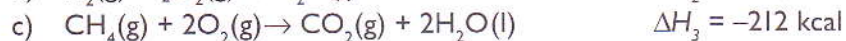
11.1 Sabendo que no processo o gás cedeu $2 \times 10^3 \text{ J}$ sob a forma de calor, determina a variação da energia interna do gás.

12. Numa transformação isocórica (volume constante), um gás cede 500 J de calor às vizinhanças. Qual é a variação de energia interna do gás?

13. Transfere-se calor para um sistema gasoso num total de 800 J, o que provoca uma expansão do sistema, que realiza trabalho sobre as suas vizinhanças.

13.1 Sabendo que a variação da energia interna do sistema foi de 700 J, qual é o valor do trabalho do sistema?

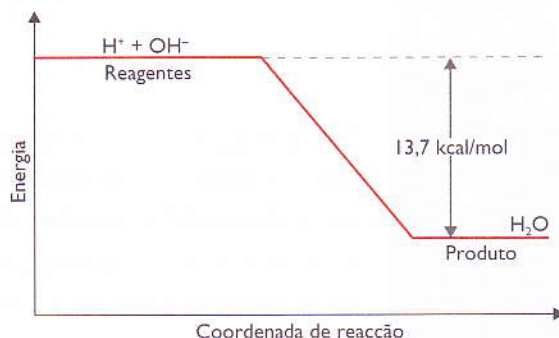
14. A partir das seguintes equações termoquímicas:



calcula o valor de ΔH da reacção: $\text{C}(\text{grafite}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g})$

Exercícios complementares

15. O gráfico abaixo refere-se à reacção de neutralização de um ácido forte por uma base forte que pode ser assim representada:



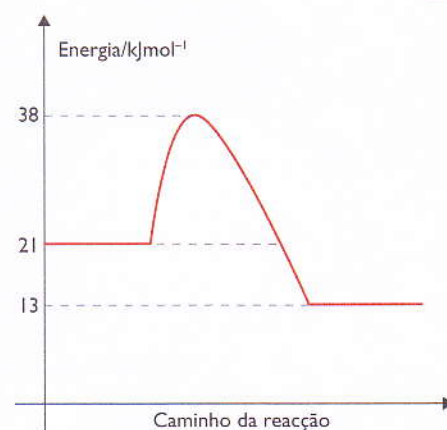
e sobre o qual são feitas as afirmações:

- a) A reacção descrita no gráfico é exotérmica.
- b) 13,7 kcal é a quantidade de energia absorvida pelos reagentes para produzir uma mol de H_2O .
- c) ΔH é negativo porque o conteúdo de calor da água formada é menor do que o dos reagentes.
- d) 13,7 kcal/mol é o calor de neutralização do ião H^+ .
- e) Para duas moles de água formada, 27,4 kcal de energia são transferidas para a vizinhança.

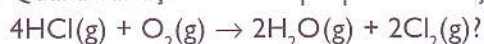
15.1 Assinala, com X, as afirmações verdadeiras.

16. Considera o gráfico e, com base na informação nele contida, responde às questões seguintes.

- 16.1 Qual é o valor energético dos reagentes? E qual é o valor dos produtos de reacção?
- 16.2 Qual é o valor da energia de activação?
- 16.3 Faz o balanço energético da reacção.
- 16.4 Classifica, em termos energéticos, a reacção cujo comportamento é traduzido pelo gráfico apresentado.



17. Qual a variação de entalpia para a reacção, dada pela equação:



Dados: (Energia de ligação em kcal/mol)

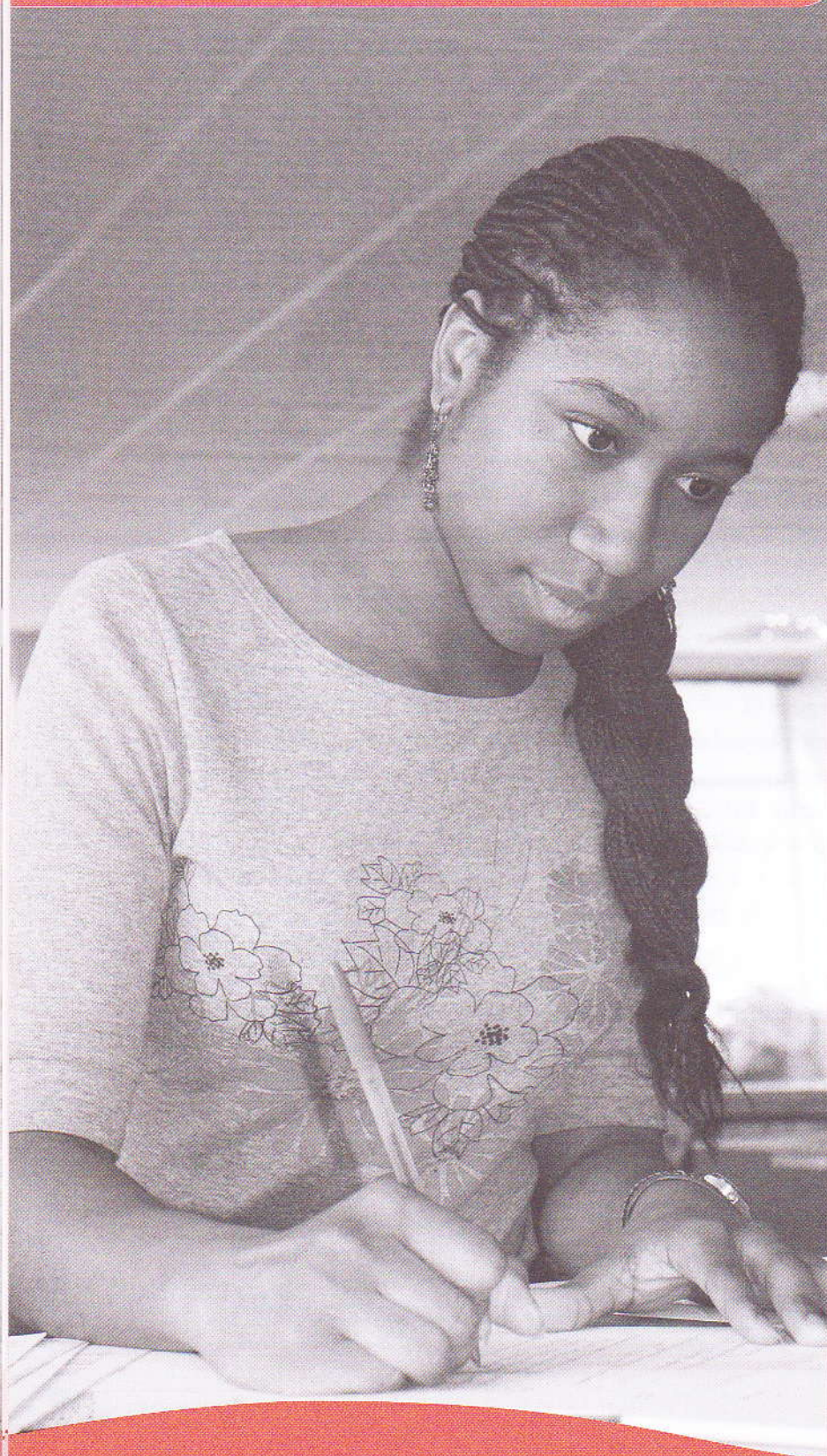
$$H - Cl \quad \Delta H = 103,1$$

$$H - O \quad \Delta H = 110,6$$

$$O = O \quad \Delta H = 119,1$$

$$Cl - Cl \quad \Delta H = 57,9$$

Auto-avaliação



.....

Nesta secção, terás oportunidade de resolver exercícios de auto-avaliação sobre os conteúdos das várias unidades, estimulando a tua aprendizagem e desenvolvendo a tua autonomia.

Unidade 1

► A – Método científico

1. Assinala com X a opção correcta. No método científico a formulação de uma hipótese é:

- a) uma tentativa de explicar um conjunto de observações.
- b) uma certeza do resultado a obter.
- c) uma fuga ao pensamento científico.
- d) algo que não faz parte do método científico.

► B – Propriedades das substâncias

1. Assinala com X a opção correcta. As propriedades físicas:

- a) podem ser medidas e observadas sem que a composição da substância varie.
- b) podem ser medidas e variam sempre de acordo com o observador.
- c) são de difícil observação.
- d) não são importantes para o nosso dia-a-dia.

2. Assinala com X a opção correcta. As propriedades químicas:

- a) chamam-se também funcionais e descrevem o comportamento químico das substâncias.
- b) chamam-se também funcionais e descrevem o comportamento físico das substâncias.
- c) não se chamam funcionais, mas descrevem o comportamento químico das substâncias.
- d) não se chamam funcionais, mas descrevem o comportamento físico das substâncias.

► C – Classificação das substâncias

1. Assinala com X a opção correcta. A matéria:

- a) é composta por substâncias ou misturas de substâncias.
- b) não é composta por substâncias, mas sim por misturas de substâncias.
- c) só existe no estado sólido.
- d) é tudo o que resulta da criação do Homem.

2. Assinala com X a opção correcta. Mistura é uma associação de:

- a) duas ou mais substâncias diferentes cujas estruturas permanecem alteradas.
- b) duas ou mais substâncias diferentes cujas estruturas permanecem inalteradas.
- c) duas substâncias diferentes cujas estruturas permanecem inalteradas.
- d) duas ou mais substâncias iguais cujas estruturas permanecem inalteradas.

3. Assinala com X a opção correcta. A mistura que pode ser separada por filtração é:

- a) cloreto de sódio e areia.
- b) petróleo e álcool etílico.
- c) água e pó de giz.
- d) sal e água.

Unidade 1

► D – Processos de separação de misturas

1. Assinala com X a opção correcta. O método que utiliza processos básicos de ebulição e de condensação, sendo muito utilizado para purificar líquidos, denomina-se:
- a) cromatografia de camada fina.
 - b) cromatografia de papel.
 - c) destilação simples.
 - d) decantação.
2. Assinala com X a opção correcta. O método de separação que tem por base a passagem de uma mistura através de duas fases, uma estacionária e outra móvel, é:
- a) levigação.
 - b) cromatografia.
 - c) destilação simples.
 - d) decantação.

► E – Elemento químico

1. Assinala com X a opção correcta. Elemento químico é:
- a) o conjunto de átomos de um mesmo número atómico.
 - b) uma substância que resulta da combinação de duas ou mais substâncias.
 - c) o conjunto de átomos com um mesmo número de massa.
 - d) o conjunto de átomos com diferentes números atómicos.

► F – Combinação de substâncias

1. O processo de combinação de substâncias para formar novas substâncias denomina-se:
- a) fusão química.
 - b) acção química.
 - c) acção física.
 - d) reacção química.

► G – Equação química

1. Equação química é:
- a) a tradução das reacções químicas.
 - b) a tradução dos estados físicos.
 - c) a forma gráfica de indicar os reagentes.
 - d) a forma gráfica de indicar os produtos.

► H – Termoquímica

1. Assinala com X a opção correcta. A reacção onde a energia dos reagentes é maior do que a energia dos produtos denomina-se:
- a) exotérmica.
 - b) endotérmica.
 - c) endotérmica e atérmica.
 - d) exotérmica e atérmica.

Unidade 2

▶ A – Partículas da matéria

I. Assinala com X a afirmação verdadeira:

- a) Nos finais do século XIX, o cientista Dalton descobria o átomo, e considerava-o como a partícula mais pequena da matéria.
- b) As cargas eléctricas num átomo correspondem à soma dos electrões e protões.
- c) Cada átomo contém igual número de cargas eléctricas, positivas e negativas.
- d) No átomo, a massa de neutrões é igual à massa de electrões.

▶ B – Modelos atómicos

I. Assinala com X a afirmação verdadeira:

- a) Em 1903, J. Thomson apresenta o seu modelo atómico, segundo o qual o átomo é divisível em cargas positivas e negativas.
- b) O modelo atómico de Bohr substituiu o modelo atómico de Rutherford que é o modelo atómico correcto e actualmente aceite.
- c) O estudo da radioactividade constituiu um fracasso no esclarecimento da estrutura atómica.
- d) O modelo quântico do átomo é o que melhor esclarece a estrutura do átomo na actualidade.

▶ C – Semelhanças atómicas

I. Assinala com X a afirmação verdadeira:

- a) Átomos de um mesmo elemento químico que apresentam diferentes números de protões são chamados isótopos.
- b) O cloro tem dois isótopos, ^{35}Cl e ^{37}Cl .
- c) Átomos de elementos químicos diferentes que apresentam o mesmo número de massa são chamados isóbaros.
- d) Os átomos de fósforo ($^{31}_{15}\text{P}$) e enxofre ($^{31}_{16}\text{S}$) são isótonos.

▶ D – Mecânica quântica

I. Assinala com X a afirmação verdadeira:

- a) A mecânica quântica define três números quânticos (s , p e d).
- b) Os subníveis de energia são definidos pelo número quântico secundário (l) que assume os valores 0, 1, 2 e 3.
- c) As orbitais são identificadas pelo número quântico principal (n).
- d) O princípio de exclusão de Pauli estabelece que: «Num átomo não podem coexistir dois electrões na mesma camada.»

Unidade 3

► A – Importância da Tabela Periódica

1. Assinala com X a opção correcta. A Tabela Periódica permite:

- a) classificar as reacções químicas.
- b) fazer cálculos aproximados das massas atómicas dos elementos ainda não totalmente investigados.
- c) prever as propriedades dos compostos até então desconhecidos.
- d) fazer a correcção dos nomes dos elementos.

► B – História da Tabela Periódica

1. Assinala com X a opção correcta. Henry G. J. Moseley (1887-1915):

- a) estabeleceu o conceito de número atómico.
- b) verificou que a massa atómica caracterizava melhor um elemento químico.
- c) descobriu o neutrão.
- d) descobriu o electrão.

► C – Localização dos elementos na Tabela Periódica

1. Assinala com X a opção correcta. O valor do número quântico principal de nível mais exterior corresponde:

- a) ao número do grupo, a que o elemento pertence.
- b) ao número do período, a que o elemento pertence.
- c) ao número de electrões, que o elemento possui no nível mais externo.
- d) ao número de protões do núcleo.

► D – Propriedades periódicas dos elementos

1. Assinala com X a opção correcta. Numa coluna ou grupo o raio atómico.

- a) de cima para baixo.
- b) de baixo para cima.
- c) da direita para a esquerda.
- d) da esquerda para a direita.

2. Ao longo do período as energias de ionização aumentam:

- a) da direita para a esquerda.
- b) da esquerda para a direita.
- c) de cima para baixo.
- d) de baixo para cima.

► E – Interações químicas

1. Assinala com X a opção correcta. Os electrões com o número quântico principal mais elevado são os que:

- a) não entram nas interações químicas.
- b) entram nas interações químicas.
- c) entram no núcleo do átomo vizinho.
- d) saem das interações químicas.

Unidade 4

▶ A – Tipos de ligações químicas

I. Assinala com X a afirmação verdadeira:

- a) Quando um átomo interage com outro para formar uma ligação química só intervêm os electrões de valência, isto é, os electrões do nível de energia mais baixo.
- b) A molécula do amoníaco é formada através da ligação iónica.
- c) A molécula de CH_4 forma pontes de hidrogénio mais fracas que as pontes de hidrogénio na molécula da água.
- d) O ião amónio é formado com base na ligação covalente dativa.

▶ B – Ligação química e propriedades das substâncias

I. Assinala com X a afirmação verdadeira:

- a) O diamante e a grafite formam rede iónica.
- b) O diamante é duro e conduz corrente eléctrica.
- c) A grafite forma uma estrutura hexagonal em camadas e conduz a corrente eléctrica.
- d) Tanto no diamante como na grafite ocorre a ligação iónica.

▶ C – Propriedades dos compostos iónicos

I. Assinala com X a afirmação verdadeira:

- a) O cloreto de sódio e o iodeto de potássio formam cristais iónicos.
- b) A água é um bom solvente para alguns cristais iónicos como o cloreto de sódio e o mármore.
- c) Os compostos iónicos são formados por iões com a mesma carga.
- d) Os compostos covalentes conduzem corrente eléctrica, exceptuando a grafite.

▶ D – Propriedades dos metais

I. Assinala com X a afirmação verdadeira:

- a) A ligação metálica é formada devido à aproximação de átomos de metais.
- b) As forças de atracção entre os diferentes iões metálicos e os electrões livres traduzem uma interacção muito forte.
- c) O aço inoxidável é um composto de ferro, crómio e níquel.
- d) A indústria moçambicana opera essencialmente com ferro e alumínio.

Unidade 5

▶ A – Função química

1. Assinala com X a opção correcta. Por função química entende-se o conjunto de substâncias que:
 - a) apresentam propriedades físicas semelhantes, denominadas propriedades funcionais.
 - b) apresentam propriedades químicas semelhantes, denominadas propriedades físicas.
 - c) propriedades químicas semelhantes, denominadas propriedades funcionais.
 - d) propriedades químicas semelhantes, denominadas propriedades químicas.
2. Assinala com X a opção correcta. Óxidos são compostos binários em que um dos elementos é o oxigénio, sendo ele, ao mesmo tempo:
 - a) o elemento mais electropositivo.
 - b) o elemento mais electronegativo.
 - c) o único ametal.
 - d) o elemento mais volumoso.
3. Assinala com X a afirmação correcta. Óxidos anfóteros são aqueles que podem reagir:
 - a) com ácidos com água, originando, em ambos os casos, um sal e bases.
 - b) com ácidos e com bases, originando, em ambos os casos, um sal e água.
 - c) com água e com bases, originando, em ambos os casos, um sal e ácidos.
 - d) com ácidos e com bases, originando, em ambos os casos, um sal e metais.

▶ B – Classificação dos ácidos

1. Assinala com X a afirmação correcta. Ácidos polipróticos são os que originam:
 - a) um ião hidrogénio, possuindo mais do que um hidrogénio.
 - b) mais do que um ião oxigénio, tendo mais do que um hidrogénio ionizável na molécula.
 - c) mais do que um ião hidrogénio, tendo mais do que um hidrogénio ionizável na molécula.
 - d) mais do que um ião hidrogénio, possuindo um hidrogénio ionizável na molécula.

▶ C – Aplicação dos hidróxidos

1. Assinala com X a afirmação verdadeira.
 - a) O hidróxido de cálcio Ca(OH)_2 é usado para combater a acidez do estômago e na construção civil.
 - b) O hidróxido de magnésio Mg(OH)_2 e o hidróxido de alumínio Al(OH)_3 , ligados a outras substâncias, são utilizados para combater a acidez no estômago.
 - c) O hidróxido de magnésio Mg(OH)_2 e o hidróxido de alumínio Al(OH)_3 , ligados ao gesso, são utilizados para combater a acidez no estômago.
 - d) O hidróxido de magnésio Mg(OH)_2 e o hidróxido de alumínio Al(OH)_3 , ligados ao cloreto de sódio, são utilizados para combater a acidez no estômago.

Unidade 6

▶ A – Conceito de solubilidade

I. Assinala com X a afirmação verdadeira:

- a) O óleo de coco dissolve-se bem em substâncias polares.
- b) A água, apesar de ser um bom solvente, não dissolve óleo de cozinha.
- c) O vinagre não se mistura com álcool etílico.
- d) O ar não se dissolve em água.

▶ B – Tipo de soluções

I. Assinala com X a afirmação verdadeira:

- a) A água do mar e o chá açucarado constituem soluções líquido-líquido.
- b) A solubilidade do nitrato de potássio diminui com o aumento da temperatura.
- c) Uma solução é composta por um soluto e um solvente.
- d) As soluções só existem no estado líquido.

▶ C – Factores que afectam a solubilidade

I. Assinala com X a afirmação verdadeira:

- a) Os gases são, em geral, bem solúveis em líquidos.
- b) A solubilidade dos gases em líquidos depende consideravelmente da pressão e da temperatura.
- c) Com o aumento da temperatura, a solubilidade do gás aumenta.
- d) A maioria dos peixes vive bem nos meses quentes de Verão pois há muito oxigénio dissolvido na água.

▶ D – Concentração das soluções

I. Assinala com X a afirmação verdadeira:

- a) A molaridade (M) é a unidade de concentração de uma solução e exprime o número de moles do soluto em 100 ml de solução.
- b) Uma solução 1,0 M de NaOH corresponde à massa de 20 g de NaOH em 100 ml de solução.
- c) A normalidade (N) de uma solução é o número de equivalentes-grama do soluto contidos num litro de solução.
- d) Uma garrafa de vinagre com a indicação 7% no rótulo significa que 1000 ml deste produto tem 7 ml de vinagre e 93 ml de água.

Unidade 7

Identifica a afirmação verdadeira.

► A – Reacções termoquímicas

1. Assinala com X a opção correcta. Reacções endotérmicas são reacções que se realizam:

- a) com libertação de energia.
- b) com absorção de energia.
- c) com perda de energia.
- d) na ausência de energia.

2. Assinala a afirmação verdadeira relativamente às reacções exotérmicas:

- a) São reacções que se realizam com absorção de energia das vizinhanças.
- b) Reagentes → Produtos + energia libertada
- c) Entalpia dos produtos = Entalpia dos reagentes
- d) Reagentes → Produtos $\Delta H > 0$

► B – Lei de Hess

1. Assinala com X a opção correcta. A variação de entalpia numa reacção química:

- a) depende apenas das entalpias dos reagentes
- b) depende apenas das entalpias dos produtos da reacção final
- c) não depende das entalpias dos reagentes e dos produtos da reacção final
- d) depende apenas das entalpias dos reagentes e dos produtos da reacção final

2. A variação de entalpia (ou o calor de reacção) de um processo será igual a.

- a) $\Delta H = \sum_{\Delta H(\text{formação dos produtos})} + \sum_{\Delta H(\text{formação dos reagentes})}$
- b) $\Delta H = \sum_{\Delta H(\text{formação dos produtos})} \times \sum_{\Delta H(\text{formação dos reagentes})}$
- c) $\Delta H = \sum_{\Delta H(\text{formação dos produtos})} \div \sum_{\Delta H(\text{formação dos reagentes})}$
- d) $\Delta H = \sum_{\Delta H(\text{formação dos produtos})} - \sum_{\Delta H(\text{formação dos reagentes})}$

► C – Aplicações dos hidróxidos

1. Assinala com X a opção correcta. A solução de NaOH pode ser usada para...

- a) desentupir tubos de canalização.
- b) pintar residências.
- c) tirar nódoas da roupa.
- d) limpar vidros dos edifícios.

Vamos experimentar...



Nesta secção, poderás testar os conteúdos teóricos realizando um trabalho laboratorial, que deve obedecer às seguintes fases:

- fase pré-laboratorial – preparação do trabalho a realizar (leitura da ficha de actividade experimental, estudo das técnicas laboratoriais envolvidas e planificação do trabalho experimental);
- fase laboratorial – realização do trabalho experimental e registo das observações;
- fase pós-laboratorial – realização de cálculos, análise e discussão dos resultados, resposta aos questionários e elaboração de relatórios.

Se o resultado da experiência não é o que esperavas, deves parar e verificar se as soluções foram bem preparadas (as impurezas podem alterar o percurso da reacção) e se foram respeitadas as condições experimentais.

A Química exige rigor e perícia manual, sendo, por vezes, necessário repetir a experiência.

Consulta, na página 152, as regras e normas de higiene e segurança que deves ter no laboratório durante a realização de experiências químicas.

Unidade 1

Experiência 1

Cromatografia de papel

Objectivos

- Separar e identificar os pigmentos dos cloroplastos.

Materiais e reagentes

- Papel de cromatografia ou papel de filtro
- Tubo de ensaio
- Rolha de cortiça adaptável ao tubo de ensaio atravessada por um gancho metálico
- Gobelet
- Tesoura
- 2 pipetas
- Almofariz
- Gaze
- Mistura solvente (8,5 cm³ de éter de petróleo + 1 cm³ de acetona + 0,5 cm³ de benzeno)
- Álcool a 90°
- Areia
- Folhas verdes (de espinafre, alface, etc.)

Montagem e procedimento

- Monta a experiência de acordo com o esquema apresentado na figura sobre cromatografia de papel (ver página 13).
- Tritura num almofariz pequenos pedaços de folhas verdes com areia fina bem lavada e 5 cm³ de álcool (as células rebentam e o álcool dissolve os pigmentos fotossintéticos).
- Filtra o extracto obtido, através de uma gaze dobrada, para um gobelet.
- Marca com um lápis uma linha na tira de papel, a cerca de 2 cm de uma das extremidades.
- Com uma pipeta, deita uma gota do filtrado sobre o traço de lápis no papel de cromatografia e deixa secar.
- Repete a operação anterior até obteres um círculo verde-escuro.
- Deita no tubo de ensaio a mistura de solventes, de modo a que, quando nele introduzires a tira de papel, esta mergulhe nos solventes apenas 2 ou 3 mm.
- Prende a tira de papel ao gancho da rolha e introduz no tubo de ensaio, tapando-o como está ilustrado na figura da cromatografia de papel.
- Tem o cuidado de não deixar que a tira de papel fique em contacto com a parede do tubo e que a mancha do extracto verde não toque no solvente.

Avaliação

1. Aguarda 15 minutos. Retira o papel e observa-o. Regista a cor dos pigmentos que se separaram desde a extremidade inferior do papel até a extremidade superior.
2. Procura explicar o que aconteceu à mancha do extracto verde que colocaste sobre o traço de lápis no papel cromatográfico.
3. Quantos pigmentos diferentes constituem o extracto obtido pelo esmagamento das folhas verdes?

Experiência 2

Destilação simples

Objectivos

- Separar misturas homogéneas.

Materiais e reagentes

- Suporte universal com garras
- Tripé de ferro
- Tela de centro cerâmico
- Tubos de borracha
- Termómetro
- Rolhas com um furo
- Balão de destilação
- Condensador
- Becker
- Fonte de aquecimento
- Funil analítico
- Proveta
- Sulfato de cobre pentahidratado – $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Solução a 5% de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Montagem e procedimento

- Monta a aparelhagem conforme a figura do aparelho de destilação (ver página 13).
- Usando um funil analítico e uma proveta, coloca aproximadamente 100 ml de uma solução de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ no balão de destilação.
- Aquece lentamente.
- Abre com cuidado a entrada de água para o condensador:

Avaliação

1. Anota a temperatura de início da ebulição.
2. Anota a temperatura de término da ebulição.
3. Explica o que observaste.

Unidade 2

Experiência 1

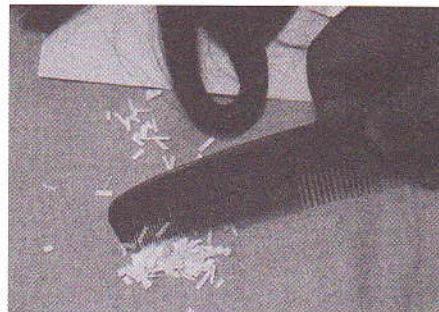
O átomo e a electricidade

Objectivos

- Comprovar a natureza eléctrica da matéria

Materiais e reagentes

- Pente plástico
- Cabelo ou pele de animal
- Pedacinhos de papel
- Tesoura



Montagem e procedimento

- Recorta com uma tesoura pequenos pedaços de papel e coloca-os sobre a mesa.
- Fricciona com força o pente no cabelo ou na pele durante alguns minutos.
- Aproxima imediatamente o pente (depois de friccionado no cabelo) dos pedaços de papel recortado.

Avaliação

1. Regista por escrito as tuas observações.
2. Tira as conclusões.

Experiência 2

Reacção de enxofre e ferro

Objectivos

- Comprovar a transformação das substâncias com a ajuda de variações de energia

Materiais e reagentes

- Enxofre em pó
- Limalha de ferro
- Tubo de ensaio
- Espátula
- Pinça para tubo de ensaio
- Bico de Bunsen (ou outra fonte de calor)

Montagem e procedimento

- Coloca um pouco de limalha de ferro e enxofre em pó no tubo de ensaio.
- Aquece o tubo de ensaio na chama até que derreta completamente todo o pó de enxofre.
- Deixa arrefecer um pouco e retira o conteúdo do tubo.

Avaliação

1. Regista por escrito as tuas observações.
2. Tira as conclusões.

Unidade 5

Experiência 1

Obtenção laboratorial do CO_2

Objectivos

- Preparar dióxido de carbono e testar a sua presença através de uma solução de hidróxido de cálcio.

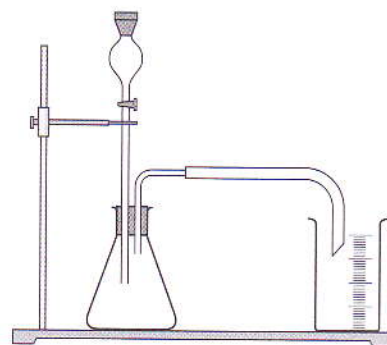
Materiais e reagentes

- Base de suporte
- Luva universal
- Rolha de borracha com 2 furos
- Copo de vidro curto de 150 ml
- Colher metálica
- Luvas de protecção
- Solução de hidróxido de cálcio
- Glicerol
- Barra metálica
- Erlenmeyer de 250 ml
- Bureta de 50 ml
- Tubo de borracha
- Óculos de protecção
- Carbonato de cálcio
- Ácido clorídrico diluído
- Indicador (convencional ou natural)

Nota: O hidróxido de cálcio e o ácido clorídrico provocam queimaduras em contacto com a pele, por isso, usa luvas e óculos de protecção.

Montagem e procedimento

- Monta a experiência de acordo com a figura apresentada ao lado.
- Coloca duas colheres cheias de carbonato de cálcio no Erlenmeyer.
- Fecha a torneira da bureta e deita metade da solução de ácido clorídrico.
- Coloca solução de hidróxido de cálcio suficiente no copo de vidro para que a extremidade do tubo esteja coberta cerca de 3 cm (adiciona o indicador).
- Abre a torneira da bureta lentamente e permite que várias gotas do ácido clorídrico entrem no Erlenmeyer.
- Fecha a torneira da bureta e abre-a novamente sempre que a reacção cessar.



Avaliação

1. Anota o que observas.
2. Que gás é que se liberta na reacção? Menciona algumas propriedades do mesmo.
3. Tenta formular o teste para detectar a presença do gás libertado.
4. Apresenta as equações das reacções que se verificaram.

Experiência 2

Os sais: composição

Objectivos

- Identificar um sal através da cor da luz por ele emitida durante o aquecimento numa chama não luminescente (identificação do catião).

Materiais e reagentes

- Varetas de magnésio
- Rede com centro cerâmico
- Vidro de relógio (diâmetro = 60 mm)
- Colher
- Óculos de protecção
- Fonte de calor
- Fósforo
- Cloreto de sódio
- Sulfato de sódio
- Carbonato de sódio anidro
- Brometo de sódio
- Cloreto de estrôncio
- Sulfato de estrôncio
- Cloreto de lítio
- Cloreto de potássio
- Cloreto de cobre (II)

Nota: Os metais pesados são perigosos. Não os ponhas na boca e usa óculos de protecção.

Montagem e procedimento

- Acende a fonte de calor e ajusta-a de forma que não seja luminosa e tenha uma altura intermédia.
- Aquece a ponta da vareta de magnésio até que fique incandescente e que a chama da fonte de calor não apresente mais variações (calcinação).
- Coloca um pouco de cloreto de sódio no vidro de relógio e rola a vareta aquecida de tal forma que alguns cristais fiquem colados à vareta.
- Coloca, em seguida, a vareta sob a chama da fonte de calor.
- Anota as tuas observações e guarda a vareta sobre a rede com centro cerâmico.
- Repete os procedimentos anteriores para as outras amostras de sais, usando sempre novas varetas.

Avaliação

1. Descreve as tuas observações.
2. Apresenta os resultados das mudanças de cor das chamas na tabela que se segue.

SAL	COR DA CHAMA
Cloreto de sódio	
Sulfato de sódio	
Carbonato de sódio	
Brometo de sódio	
Cloreto de estrôncio	
Sulfato de estrôncio	
Cloreto de lítio	
Cloreto de potássio	
Cloreto de cobre (II)	

3. Tenta resumir os resultados desta experiência.

Soluções

Unidade 7

1. a) F;
b) V;
c) F;
d) V
2. a) energia;
b) absorvem;
c) absorvida; libertada;
d) $-83,7$ kJ; exotérmico.
3. 26 000 kJ
4. 4.1 $-100,3$ kJ/mol
5. 60,5 kJ
6. 6.1 1312 kJ
7. Porque o sistema possui uma energia que assegura o decurso da dissolução.

Exercícios complementares

1. 1.1 $\Delta_r H^0 = -1675,7 + \frac{1648,4}{2}$; $\Delta_r H^0 = -851,5$ kJ
2. 2.1 Não contribui para o consumo/esgotamento do recurso natural usado para a obtenção do metal alumínio.
Permite uma grande economia de consumos energéticos, dado que requer menos energia do que a necessária para produzir o metal a partir da bauxite.
Contribui para a redução de lixo (resíduos sólidos), minimizando os efeitos ambientais decorrentes.
3. 3.1 890 kJ mol⁻¹ – valor absoluto da variação de entalpia (ou energia libertada, a pressão constante, na combustão de 1 mol de metano, $\Delta H = -890$ kJ mol⁻¹).
 250 kJ mol⁻¹ – energia de activação da reacção.
4. 4.1 Opção c).
5. 5.1 Opções b) e d).
6. 6.1 Opção b).
7. 7.1 Opção b).
8. 8.1 $+44$ kJ mol⁻¹
9. 9.1 Sendo o sistema fechado, e tratando-se de um sistema em fase gasosa, para que a pressão se mantenha constante e verificando-se variação no número de moles presentes no decorrer da reacção, o volume tem de sofrer alteração. Assim, com a diminuição do número de moles de gases presentes no sistema, o trabalho que provoca a adequação do volume à manutenção da pressão é realizado pelo exterior sobre o sistema, uma vez que o volume diminui.
10. 10.1 Opção b).
11. 11.1 1×10^3 J
12. -500 J
13. 13.1 -100 J
14. EqI + 2 × EqII – EqIII = equação problema;
 $\Delta H_r = -94,1 + 2 \times (-68,3) - (-212) = -18,7$ kcal
15. 15.1 São verdadeiras as afirmações a), c) e e).
16. 16.1 Energia dos reagentes é 21 kcal/mol;
Energia dos produtos é 13 kcal/mol
16.2 $E_{\text{activação}} = 38 - 21 = 17$ kcal/mol
16.3 $\Delta H_{\text{reacção}} = \Delta H_{\text{produtos}} - \Delta H_{\text{reagentes}} = 13 - 21 = -8$ kcal/mol
16.4 Trata-se de uma reacção exo-energética, uma vez que $\Delta H_{\text{reacção}}$ é menor que zero, ou seja, a energia foi transferida do sistema reaccional para o exterior.
17. $\Delta H = 412,4 + 119,1 + (-442,4 - 115,8)$
 $\Delta H = +531,5 - 558,2$
 $\Delta H = -26,7$ kcal

Auto-avaliação

Unidade 1: A – 1. a); B – 1. a); 2. a); C – 1. a); 2. a);
3. c); D – 1. c); 2. b); E – 1. a); F – 1. d);
G – 1. a); H – 1. a)

Unidade 2: A – c); B – d); C – c); D – b)

Unidade 3: A – 1. b); B – 1. a); C – 1. b); D – 1. a); 2. c);
E – 1. c)

Unidade 4: A – b); B – c); C – a); D – d)

Unidade 5: A – 1. c); 2. b); 3. b); B – 1. c); C – 1. b)

Unidade 6: A – b); B – c); C – b); D – c)

Unidade 7: A – 1. b); 2. b); B – 1. c); 2. d); C – 1. a)

Ficha técnica

Título: *Pré-Universitário – Química 11*

Editor: Longman Moçambique

Impressão e acabamentos: CTP Printers, Cape Town

Autores:

Armindo Monjane



Doutorado em Ensino da Química pela Universidade de Kiel (Alemanha), é docente e pesquisador na Universidade Pedagógica. É consultor na área da Educação e Gestão Ambiental e membro da Academia de Ciências de Moçambique. Colabora na pesquisa com a Universidade de Rhods (África do Sul), a Universidade de Kiel (Alemanha) e a Universidade Técnica de Dresden (Alemanha).

Ricardo Cuco



Licenciado em Ensino de Química/Biologia pelo ISP, actual Universidade Pedagógica (UP), e em Planificação, Administração e Gestão da Educação pela UP. Mestrando em Ensino de Química na UP (FCNM).

Participou em vários seminários de capacitação em metodologias de ensino de Ciências (orientados pelo MINED, INDE, Crucevia, UEM, UP e editoras de livros escolares), de revisão curricular (INDE) e de utilização das TIC no processo de ensino-aprendizagem (MEC).

Docente de Química e Biologia em várias escolas privadas e públicas. Docente de Química na Escola Secundária Josina Machel.

Presta consultoria em Metodologias Laboratoriais aos professores do Ensino Técnico DINET-
-PRETEP.

© Longman Moçambique, Lda.

Avenida 24 de Julho, n.º 776

Maputo, Moçambique

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

© Maputo – 2010 Longman Moçambique, Lda., 1.ª Edição

ISBN 9780636097100

Registado no INLD sob o número: 6489/RLINLD/2010

Créditos fotográficos

Pág. 25 – domínio público; pág. 26 – adaptado de Feltre, *Química Geral 1*, Editora Moderna; pág. 27 – adaptado de Tito e Canto, *Química na abordagem do cotidiano*, Editora Moderna; pág. 34 – Getty Images / Gallo Images (figura 11) e Corbis / Great Stock (figuras 12 e 13); pág. 42 – Corbis / Great Stock; pág. 51 – Berkeley; pág. 61 – Johannes Hemmerlein; pág. 72 – domínio público; pág. 91 – Chris

Todos os esforços foram feitos no sentido de se obter permissão para usar material com *copyright*. Se involuntariamente utilizámos materiais com *copyright*, pedimos que nos informe de modo a podermos atribuir os créditos devidos.

N8780

SÍMBOLOS DA REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

Bandeira



Emblema



Hino Nacional

Pátria Amada

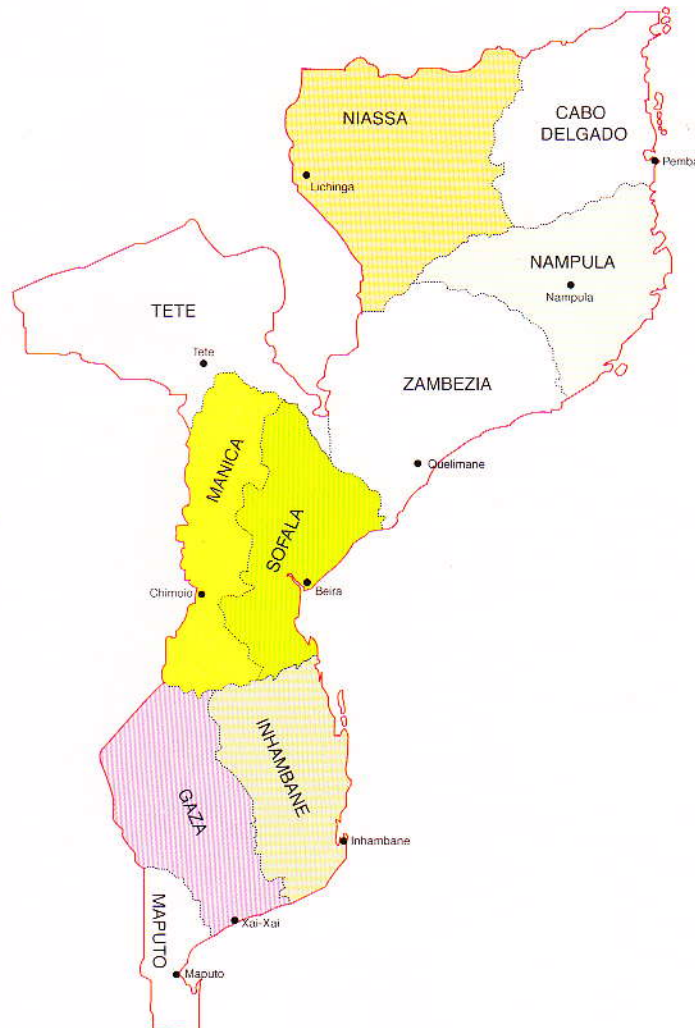
Na memória de África e do mundo
Pátria bela dos que ousaram lutar
Moçambique o teu nome é liberdade
O sol de Junho para sempre brilhará.

Coro

Moçambique nossa terra gloriosa
Pedra a pedra construindo o novo dia
Milhões de braços, uma só força
Ó pátria amada vamos vencer.

Povo unido do Rovuma ao Maputo
Colhe os frutos do combate pela paz
Cresce o sonho ondulado na Bandeira
E vai lavrando na certeza do amanhã.

Flores brotando no chão do teu suor
Pelos montes, pelos rios pelo mar
Nós juramos por ti, ó Moçambique.
Nenhum tirano nos irá escravizar.



ISBN 978-06360-971-0-0



9 780636 097100



Longman
Moçambique