

# Físico-Química

9.º ano



Ministério  
da Educação



ONLINE  
+OFFLINE  
+DOWNLOAD

Manual Digital na app  
EV Smart Book e em  
[www.escolavirtual.cv](http://www.escolavirtual.cv)



# Explora o manual digital do teu livro



## Exercícios Interativos

Para resolução com *feedback* imediato.



## Vídeos e interatividades

Explicam a matéria de forma motivadora.



## Jogos

Exploram os conceitos curriculares de forma lúdica.



## Áudios

Dão vida aos textos e ajudam a reforçar as competências linguísticas.



## QuizEV

Desafiam-te a mostrares o que sabes. Podes, também, jogar com os teus amigos.



# Físico-Química

9.º ano



**Acede ao teu manual digital**

Acesso e condições de utilização em  
**[www.escolavirtual.cv](http://www.escolavirtual.cv)**

Podés também aceder ao teu livro através da **app EV Smart Book**



**Ministério da Educação**

# Conhece o teu manual

O ser Humano vive para descobrir! Munido da sua curiosidade e espírito crítico inatos e guiado pelas leis básicas das mais diversas ciências, o ser humano evolui com base no que aprende, no que questiona, o que inventa e no que cria. E não esquece os problemas que o rodeiam.

A química é a ciência que estuda a estrutura, as propriedades e as transformações da matéria. O seu objetivo é conhecer melhor "por dentro" e como as substâncias se transformam noutras.

Sabias que a Física e as suas leis estão na base dos sistemas de segurança que são utilizados na construção de veículos motorizados, para moverem-se mais rápido?

Espero que este manual possa contribuir para fortalecer os teus conhecimentos, ajudando-te a ser um cidadão mais esclarecido e interventivo, no que diz respeito à ciência. Este manual é um amigo que te apoiará a descobrir mais a Físico-Química.

## Cada unidade é composta por...

Separador



Fotografia relacionada com o tema

Subtítulos do tema



# Índice

## Teste diagnóstico

### Mapa conceptual 8.º ano

## 1. Estrutura e propriedades da matéria

1. Unidades estruturais das substâncias: átomos, moléculas e iões	12
1.1. Estrutura dos átomos e propriedades dos elementos químicos	12
1.1.1. Número atómico	16
1.1.2. Número de massa	16
1.1.3. Isótopos	17
1.1.4. Massa isotópica relativa e massa atómica relativa de um elemento químico	19
1.1.5. Modelo da nuvem eletrónica de um átomo	22
1.1.6. Níveis de energia	22
1.1.7. Distribuição eletrónica	24
1.1.8. Distribuição eletrónica de iões	26
1.2. Propriedades dos elementos químicos	30
1.2.1. Organização da Tabela Periódica	30
1.2.2. Distribuição eletrónica e a posição dos elementos na Tabela Periódica	31
1.2.3. Metais e não metais	33
1.2.4. Propriedades dos elementos e das substâncias elementares na Tabela Periódica	36
1.2.5. Tabela Periódica atual	36
1.2.6. Metais alcalinos	37
1.2.7. Metais alcalinoterrosos	38
1.2.8. Halogéneos	39
1.2.9. Gases nobres	39
<b>Atividade prática 1</b>	40
1.2.10. Alguns metais de transição	41
1.2.11. Alguns elementos não metálicos	41
1.2.12. Elementos químicos que existem no corpo humano	42
1.3. Ligações químicas	46
1.3.1. Ligação covalente	46
1.3.2. Ligações polares e apolares	50
1.3.3. Ligação iónica	51
1.3.4. Ligação metálica	53
<b>Atividade prática 2</b>	54
1.4. Geometria espacial das moléculas	58
1.5. Polaridade das moléculas	60
1.6. Sólidos covalentes	61
2. Estrutura e propriedades dos compostos orgânicos	66
2.1. Hidrocarbonetos	67
2.2. Grupos funcionais	70
<b>Atividade prática 3</b>	72
<b>Soluções</b>	75

## 2. Forças e interações

1. Corpos em movimento	82
1.1. Descrição de um movimento	82

1.2. Gráficos posição-tempo	92
1.3. Rapidez, velocidade e aceleração	97
<b>Atividade prática 1</b>	106
1.4. Movimento retilíneo uniforme	111
<b>Atividade prática 2</b>	114
2. Fundamentos da dinâmica	117
2.1. Força	117
<b>Atividade prática 3</b>	124
2.2. Terceira Lei de Newton: Lei da Ação-Reação	129
2.3. Segunda Lei de Newton: Lei Fundamental da Dinâmica	131
<b>Atividade prática 4</b>	135
2.4. Primeira Lei de Newton: Lei da Inércia	138
3. Força e fluidos	143
3.1. Impulsão	144
3.2. Lei de Arquimedes	146
<b>Atividade prática 5</b>	147
4. Momento linear e impulso de uma força	152
4.1. Momento linear	152
4.2. Impulso de uma força	153
4.3. Lei da Variação do Momento Linear	154
<b>Soluções</b>	159

## 3. Reações químicas

1. Natureza cinético-corpúscular da matéria	165
1.1. Teoria das colisões	166
1.2. Velocidade das reações químicas	167
2. Leis ponderais das reações químicas	176
2.1. Quantidade de matéria – mole	176
2.2. Massa molar	177
2.3. Concentrações e soluções	180
<b>Atividade prática 1</b>	183
2.4. Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação da Massa	184
<b>Atividade prática 2</b>	188
2.5. Lei de Proust	190
2.6. Química verde	196
3. Tipos de reações químicas	198
3.1. Reações de oxidação-redução	198
<b>Atividade prática 3</b>	202
3.2. Reações ácido-base	205
<b>Atividade prática 4</b>	213
<b>Atividade prática 5</b>	214
3.3. Reações de precipitação	218
<b>Atividade prática 6</b>	223
4. Energia das reações químicas	227
<b>Soluções</b>	234

## 4. Matéria e energia no ambiente

1. Noções básicas sobre o ciclo de matéria e energia no ambiente	239
2. Problemas ambientais da atualidade	245
<b>Síntese de conteúdos</b>	250
<b>Soluções</b>	255

# Teste diagnóstico

- 1 Indica o símbolo químico ou o nome de cada um dos elementos que se encontram na tabela seguinte:

<b>Elemento</b>	Carbono	Enxofre		Nitrogénio	Oxigénio	
<b>Símbolo químico</b>			H			Na

- 2 As moléculas representam-se por fórmulas químicas com significados qualitativos e quantitativos.

Indica o significado qualitativo e quantitativo das moléculas referidas na tabela seguinte:

<b>Fórmula química</b>	<b>Significado qualitativo</b>	<b>Significado quantitativo</b>
	Constituída por hidrogénio e flúor.	Constituída por um átomo de hidrogénio e um átomo de flúor.
O <sub>2</sub>		
	Constituída por hidrogénio e oxigénio.	Constituída por dois átomos de hidrogénio e um átomo de oxigénio.
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>		

- 3 Considera as fórmulas químicas de alguns iões:

<b>lão hidrogenocarbonato</b>	<b>lão magnésio</b>	<b>lão carbonato</b>	<b>lão potássio</b>	<b>lão cloreto</b>	<b>lão alumínio</b>
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Mg <sup>2+</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	K <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	Al <sup>3+</sup>

3.1. Indica os catiões e os aniões.

.....

3.2. Indica o número de eletrões perdidos pelo ião magnésio. ....

3.3. Escreve a fórmula química do hidrogenocarbonato de magnésio.

.....

3.4. Escreve o nome dos seguintes compostos iónicos: KCl, Al<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>.

.....

4 O que significa dizer que a massa atômica relativa do oxigênio é 16?

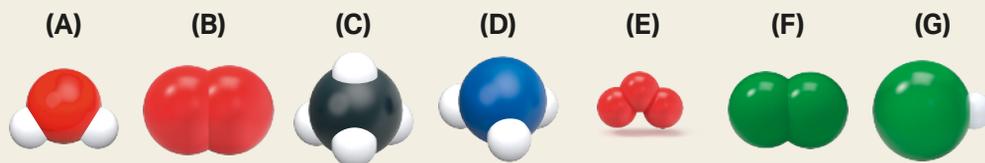
.....

5 Considera as massas atômicas relativas:  $A_r(\text{H}) = 1$ ,  $A_r(\text{C}) = 12$ ,  $A_r(\text{O}) = 16$ .  
Calcula a massa molecular relativa das seguintes moléculas:

5.1.  $\text{H}_2$  ..... 5.2.  $\text{CO}_2$  .....

5.3.  $\text{H}_2\text{CO}_3$  ..... 5.4.  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$  .....

6 As figuras representam os modelos moleculares de algumas substâncias.



6.1. Indica as substâncias compostas. Justifica.

.....

.....

6.2. Indica as substâncias elementares. Justifica.

.....

.....

7 Faz a associação correta entre os elementos da coluna A e os elementos da coluna B.

**Coluna A**

- (A) Cloreto de sódio
- (B) Etanol
- (C) Dióxido de carbono
- (D) Sulfato de cobre
- (E) Iodeto de potássio

**Coluna B**

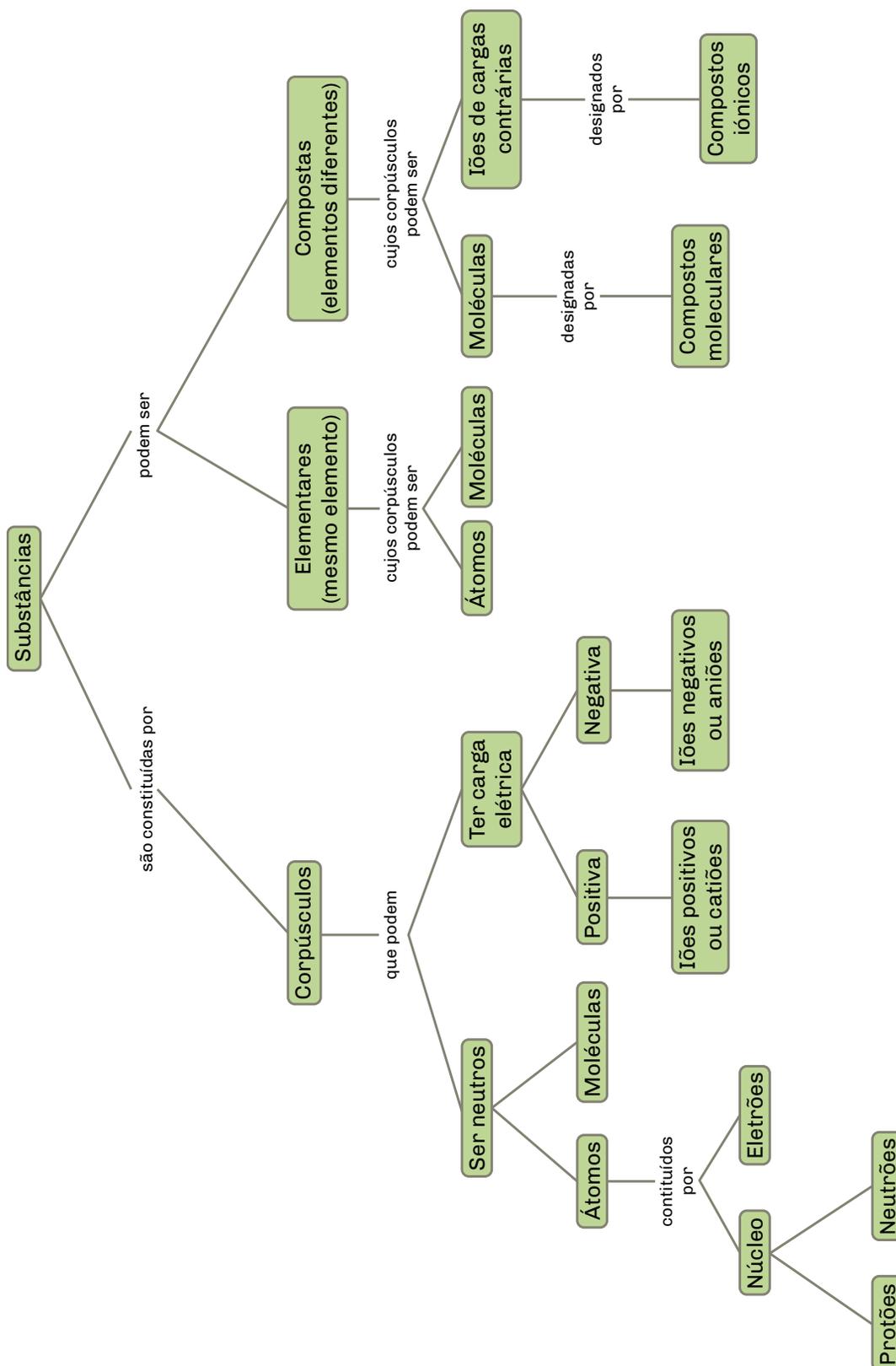
- (I) Substância molecular
- (II) Substância iônica

**FIM**

Item	1.	2.	3.1	3.2	3.3	3.4	4.	5.1	5.2	5.3	5.4	6.1	6.2	7.
Cotação	3	2	1,5	1,5	1	2	1	1	1	1	1	1	1	2

## Mapa conceptual do 8.º ano

Para relembrares os conteúdos que estudaste no 8.º ano, analisa o mapa conceptual que se segue.



1





# Estrutura e propriedades da matéria

1. Unidades estruturais das substâncias: átomos, moléculas e iões
2. Estrutura e propriedades dos compostos orgânicos

# Objetivos de aprendizagem

No final deste tema deverás ser capaz de:

- Utilizar o número atómico como característica de cada átomo e de identificação dos elementos químicos.
- Descrever a constituição de um átomo a partir da sua representação simbólica.
- Distinguir os isótopos de um elemento químico.
- Relacionar a massa atómica relativa de um elemento com as massas atómicas dos respetivos isótopos.
- Interpretar a nuvem eletrónica de um átomo como uma forma de representar a probabilidade de encontrar eletrões em torno do núcleo.
- Reconhecer a existência de camadas eletrónicas nos átomos e associá-las a níveis de energia.
- Escrever a distribuição eletrónica de átomos simples ( $Z \leq 20$ ).
- Identificar os eletrões do último nível de energia como eletrões de valência, associando-os ao comportamento químico do átomo.
- Diferenciar os conceitos de átomo, elemento químico e substância.
- Relacionar as propriedades dos elementos químicos com a estrutura eletrónica dos respetivos átomos.
- Reconhecer os critérios de organização geral da Tabela Periódica (TP).
- Localizar um elemento químico na TP a partir da configuração eletrónica dos respetivos átomos.
- Reconhecer as propriedades físicas e químicas das principais famílias de substâncias representadas na TP.
- Distinguir metais de não metais, tendo como base algumas propriedades físicas e químicas.
- Reconhecer a importância de alguns elementos da TP na vida e na Natureza, bem como as suas aplicações.
- Relacionar a diversidade de substâncias com a multiplicidade de combinações entre os átomos.
- Interpretar a formação das moléculas em termos de interações entre os átomos, envolvendo os eletrões de valência e as respetivas nuvens eletrónicas.
- Reconhecer as ligações químicas como processo de estabilização energética dos átomos isolados.
- Definir molécula como partícula eletricamente neutra e quimicamente estável.
- Representar as ligações entre átomos usando a notação de Lewis e a regra do octeto.
- Descrever o mecanismo de formação das ligações covalentes.
- Distinguir ligações covalentes simples, duplas e triplas.
- Relacionar a estabilidade das ligações covalentes com o número de eletrões envolvidos.
- Identificar o carácter polar ou apolar de uma ligação em função dos átomos em presença.
- Definir o ião como partícula da matéria portadora de carga elétrica que resulta da perda ou ganho de eletrões por um átomo ou grupo de átomos.

- Explicar as diferenças entre íons, átomos e moléculas, tendo como referência a carga elétrica e o comportamento químico.
- Descrever a formação dos íons monoatômicos, recorrendo à TP.
- Interpretar a agregação de íons de cargas contrárias em termos de forças eletrostáticas.
- Denominar compostos iônicos, tendo como referência os nomes dos íons constituintes e a regra de nomenclatura das substâncias iônicas.
- Representar substâncias iônicas, usando adequadamente as fórmulas dos íons constituintes e o princípio da neutralidade de carga elétrica do conjunto.
- Compreender a relação entre as propriedades dos sólidos iônicos e o modelo da ligação.
- Prever a presença de íons em solução tendo como base a composição das substâncias dissolvidas.
- Reconhecer a ligação metálica como sendo aquela que ocorre entre átomos de um mesmo elemento metálico.
- Relacionar as propriedades dos metais com o modelo da ligação metálica.
- Reconhecer a existência de diferentes arranjos espaciais dos átomos nas moléculas.
- Classificar as moléculas quanto à sua geometria.
- Interpretar a polaridade das moléculas tendo como referência a geometria e a distribuição espacial da nuvem eletrônica.
- Dar exemplos de substâncias covalentes e de redes covalentes.
- Interpretar as propriedades dos sólidos e líquidos moleculares com base na composição e estrutura das respectivas moléculas: condutividade térmica e elétrica; temperaturas de fusão e de ebulição; solubilidade; etc.
- Reconhecer o carbono como um elemento químico que entra na composição dos seres vivos, existindo nestes uma grande variedade de substâncias: nos seres vivos há ligações covalentes entre o carbono e elementos como o hidrogénio, o oxigénio e o nitrogénio.
- Reconhecer a importância dos compostos de carbono com interesse industrial.
- Identificar a estrutura de compostos orgânicos simples e que, para além do hidrogénio e do carbono, têm oxigénio.
- Reconhecer a importância dos compostos orgânicos como produtos de consumo.

## 1. Unidades estruturais das substâncias: átomos moléculas e iões

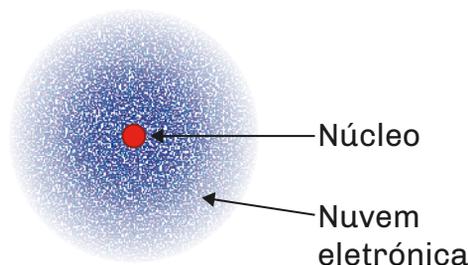
### 1.1. Estrutura dos átomos e propriedades dos elementos químicos

No 8.º ano estudaste que as substâncias são constituídas por corpúsculos muito pequenos chamados átomos.

Nos finais do século XIX e no início do século XX descobriu-se que os átomos são constituídos por: **eletrões**, **protões** e **neutrões**.

- Os **protões** são partículas com **carga elétrica positiva** (+ 1).
- Os **neutrões** são partículas **sem carga elétrica** (carga nula).
- Os **eletrões** são partículas com **carga elétrica negativa** (– 1).

Os protões e os neutrões encontram-se na zona central do átomo, designada por **núcleo atómico**. Este tem **carga elétrica positiva** (devido à presença dos protões) e concentra quase toda a massa do átomo. Os eletrões movem-se à volta do núcleo, formando a **nuvem eletrónica** de **carga elétrica negativa**.



**Fig. 1** Modelo atual – modelo da nuvem eletrónica.

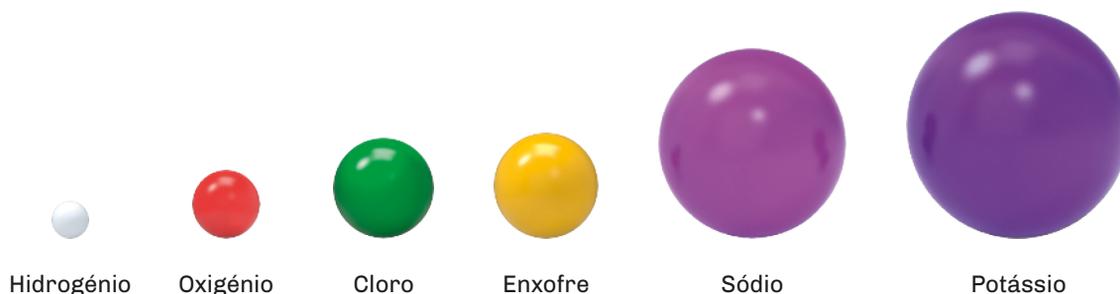
Num átomo, o número de protões é igual ao número de eletrões, por isso os átomos são **partículas eletricamente neutras**.

O tamanho do núcleo atómico é muito inferior ao tamanho da sua nuvem eletrónica.

**O tamanho de um átomo** está relacionado com o **tamanho da sua nuvem eletrónica**.

Não é possível medir diretamente o tamanho dos átomos, mas hoje sabemos que os **átomos de diferentes elementos** não têm todos a mesma constituição e, conseqüentemente, **não têm o mesmo tamanho**.

Na figura 2 estão representados átomos de diferentes elementos químicos com diferentes tamanhos.



**Fig. 2** Átomos de elementos químicos diferentes têm tamanhos diferentes.

Apesar das suas reduzidas dimensões, os átomos têm massa, embora seja muito pequena. Como já aprendeste no 8.º ano, pelo facto de as massas atómicas serem comparadas com a massa de 1/12 do átomo de carbono-12, não têm unidades e designam-se por **massas atómicas relativas**, representando-se por  $A_r$ .

A **massa atómica relativa**,  $A_r$ , de um elemento indica o **número de vezes** que a **massa média dos átomos desse elemento é maior** do que a **massa de 1/12 do átomo de carbono-12**.

Na tabela 1 apresenta-se a massa atómica relativa de alguns elementos químicos.

Elemento	Símbolo químico	Massa atómica relativa, $A_r$	Elemento	Símbolo químico	Massa atómica relativa, $A_r$
Hidrogénio	H	1,01	Enxofre	S	32,06
Hélio	He	4,00	Cloro	Cl	35,45
Berílio	Be	9,01	Cálcio	Ca	40,08
Carbono	C	12,01	Ferro	Fe	55,85
Nitrogénio	N	14,01	Zinco	Zn	65,38
Oxigénio	O	16,00	Chumbo	Pb	207,20
Sódio	Na	22,99	Urânio	U	238,03

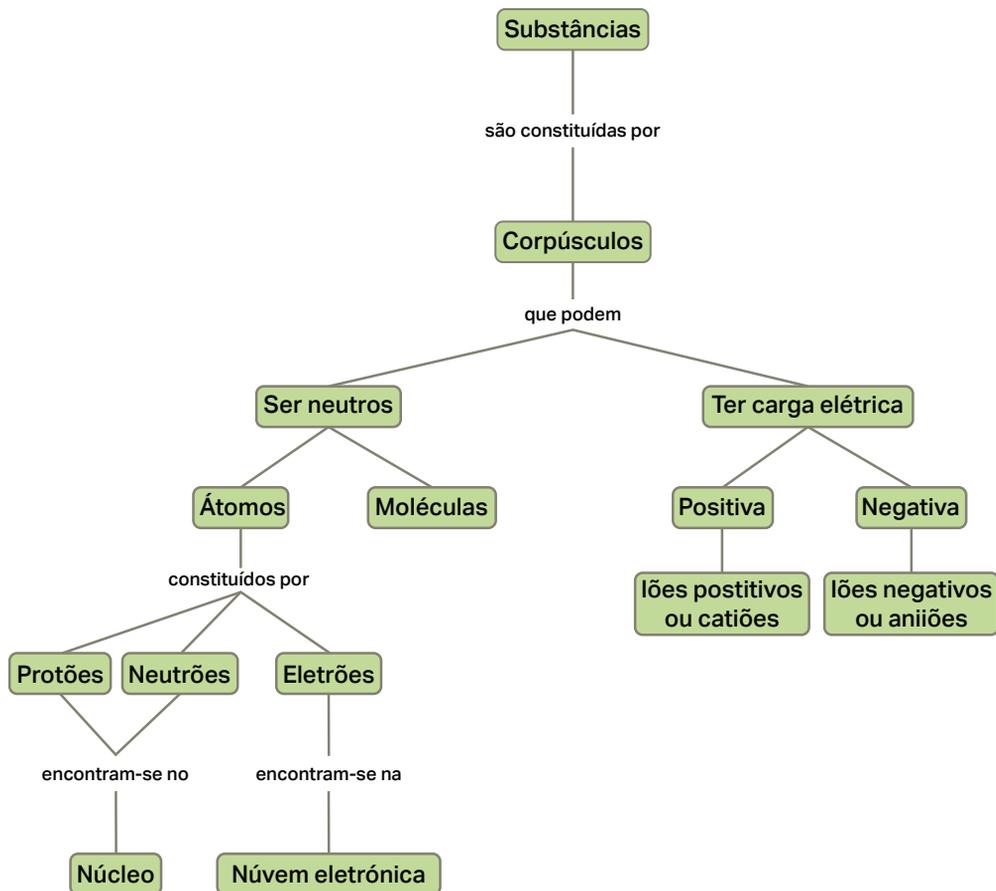
**Tabela 1** Massa atómica relativa de alguns elementos químicos.

A soma da massa atómica relativa de cada um dos átomos que constituem a molécula é designada por **massa molecular relativa** e é representada por  $M_r$ .

Exemplo: Massa molecular relativa da água,  $H_2O$

$$M_r(H_2O) = 2 \times A_r(H) + A_r(O) \Leftrightarrow M_r(H_2O) = 2 \times 1,01 + 16,00 \Leftrightarrow M_r(H_2O) = 18,01$$

## Mapa de conceitos

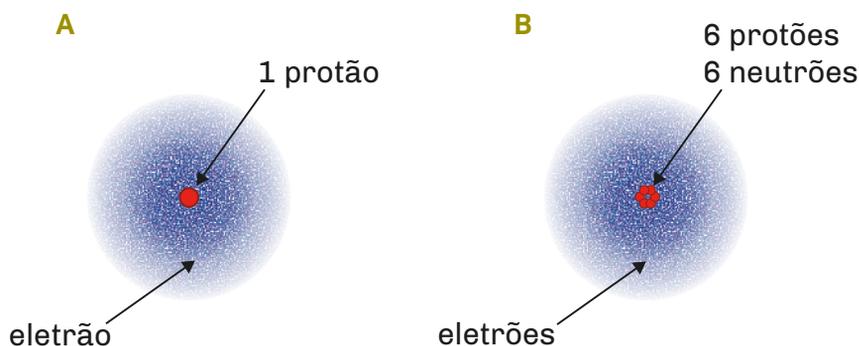


## Síntese de conteúdos

- Os átomos são corpúsculos constituídos por: **protões, neutrões e elétrões**.
- Os **protões** são partículas com **carga elétrica positiva**.
- Os **neutrões** são partículas **sem carga elétrica** (carga nula).
- Os **elétrões** são partículas com **carga elétrica negativa**.
- Os átomos são partículas eletricamente neutras, visto que o número de protões é igual ao número de elétrões.
- A **massa atômica relativa,  $A_r$** , de um elemento indica o número de vezes que a massa média dos átomos desse elemento é maior do que a massa de 1/12 do átomo de carbono-12.

## Exercícios de aplicação

- 1 Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:
  - (A) Os prótons têm carga elétrica positiva e os eletrões têm carga elétrica negativa.
  - (B) A carga elétrica da nuvem eletrónica é positiva.
  - (C) Os eletrões movem-se à volta do núcleo.
  - (D) O tamanho do núcleo é muito superior ao tamanho da nuvem eletrónica.
  
- 2 Porque é que os átomos de elementos químicos diferentes não são todos do mesmo tamanho?
  
- 3 Na figura estão representados dois átomos diferentes, A e B.



- 3.1. Indica o valor da carga elétrica do núcleo do átomo A.
- 3.2. Indica o valor da carga da nuvem eletrónica do átomo A.
- 3.3. Indica a constituição do núcleo do átomo B.
- 3.4. Qual dos átomos é o maior?
- 3.5. Qual dos átomos tem maior massa?
  
- 4 Calcula a massa molecular relativa do:
  - 4.1. ozono,  $O_3$ .
  - 4.2. ácido clorídrico,  $HCl$ .
  - 4.3. ácido sulfúrico,  $H_2SO_4$ .
  
- 5 Completa corretamente as frases seguintes:
  - (A) Os prótons são partículas com carga elétrica \_\_\_(1)\_\_\_.
  - (B) Os neutrões são partículas que se encontram no \_\_\_(2)\_\_\_ e não têm \_\_\_(3)\_\_\_.
  - (C) À volta do \_\_\_(4)\_\_\_ movem-se os \_\_\_(5)\_\_\_, partículas com carga elétrica \_\_\_(6)\_\_\_.

### 1.1.1. Número atômico

Uma forma de conheceres o número de prótons existentes no núcleo dos átomos de um elemento químico, ou dos respetivos iões, é através do seu **número atômico**.

Se um **elemento** for representado pelo seu **símbolo químico**, **X**, o **número atômico**, **Z**, pode ser representado junto do símbolo químico, em índice e à esquerda do mesmo, da seguinte forma:



O **número atômico**, **Z**, de um elemento químico é o **número de prótons** que existem no núcleo dos átomos desse elemento.

Todos os átomos de um dado elemento químico têm o mesmo número de prótons, ou seja, o mesmo número atômico.

Por exemplo, a representação simbólica  ${}_8\text{O}$  diz respeito ao elemento químico **oxigénio** de **número atômico 8**, uma vez que todos os átomos de oxigénio têm 8 prótons no núcleo.

### 1.1.2. Número de massa

Sendo um átomo eletricamente neutro, o seu número de prótons tem de ser igual ao número de eletrões. Mas o mesmo já não acontece com o número de neutrões. Este não tem de ser necessariamente igual ao número de prótons e de eletrões.

Uma forma de saberes o número de prótons e de neutrões no núcleo de um elemento químico é através do seu **número de massa**.

O **número de massa**, **A**, é o número total de prótons e neutrões que existem no núcleo do átomo.



Podes saber a constituição de um átomo a partir do seu número atômico, **Z**, e de massa, **A**. Desta forma:

- o número de **prótons** e de **eletrões** é dado pelo número atômico, **Z**;
- o número de **neutrões** é dado pela diferença entre o número de massa, **A**, e o número atômico, **Z**.

$$N = A - Z$$

Se representares um átomo pelo seu símbolo químico,  $X$ , o número atómico,  $Z$ , indica-se em índice e à esquerda, junto do símbolo, e o número de massa,  $A$ , indica-se em índice superior esquerdo, da seguinte forma:



Esta representação simbólica de um átomo permite saber quantos prótons, neutrões e eletrões entram na constituição desse átomo.

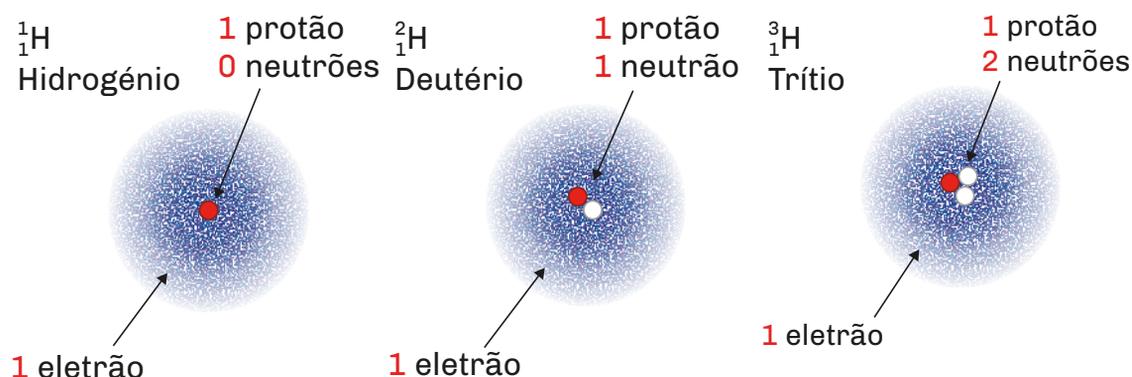
Por exemplo, a representação simbólica  $^{15}_7\text{N}$  indica que o átomo de nitrogénio é constituído por:

- **7 prótons**, pois o seu número atómico é 7 ( $Z = 7$ );
- **7 eletrões**, porque, num átomo, o número de prótons é igual ao número de eletrões;
- **8 neutrões**, pois  $N = A - Z \Leftrightarrow N = 15 - 7 \Leftrightarrow N = 8$ .

### 1.1.3. Isótopos

Átomos de um mesmo elemento químico têm o mesmo número atómico, isto é, o mesmo número de prótons e, conseqüentemente, o mesmo número de eletrões. Quanto ao número de neutrões, este pode não ser igual ao número de prótons.

Por exemplo, há três tipos diferentes de átomos de hidrogénio, representados simbolicamente a seguir (figura 3):



**Fig. 3** Isótopos do elemento hidrogénio.

Estes átomos são todos de hidrogénio, pois têm igual número atómico,  $Z = 1$ , mas diferente número de massa, que é 1 para o prótio, 2 para o deutério e 3 para o trítio. Assim, o prótio não tem neutrões, o deutério tem 1 neutrão e o trítio tem 2 neutrões.

A maioria dos elementos químicos apresentam diferentes tipos de átomos, tal como acontece com o hidrogénio. Designam-se esses átomos por **isótopos**.

Os **isótopos** são átomos do mesmo elemento químico, porque têm o **mesmo número atómico, Z**, mas **diferente número de massa, A**, ou seja, diferente número de neutrões.

Os isótopos costumam ser designados pelo nome do elemento químico seguido do respetivo número de massa. Por exemplo, hidrogénio-1, hidrogénio-2 e hidrogénio-3.

Na tabela 2 podes ver a constituição dos isótopos estáveis do carbono, do nitrogénio e do oxigénio.

Nome do elemento	Isótopos e sua constituição		
Carbono	<b>Carbono-12</b> ( $^{12}_6\text{C}$ )	<b>Carbono-13</b> ( $^{13}_6\text{C}$ )	
	6 protões 6 eletrões <b>6 neutrões</b>	6 protões 6 eletrões <b>7 neutrões</b>	
Nitrogénio	<b>Nitrogénio-14</b> ( $^{14}_7\text{N}$ )	<b>Nitrogénio-15</b> ( $^{15}_7\text{N}$ )	
	7 protões 7 eletrões <b>7 neutrões</b>	7 protões 7 eletrões <b>8 neutrões</b>	
Oxigénio	<b>Oxigénio-16</b> ( $^{16}_8\text{O}$ )	<b>Oxigénio-17</b> ( $^{17}_8\text{O}$ )	<b>Oxigénio-18</b> ( $^{18}_8\text{O}$ )
	8 protões 8 eletrões <b>8 neutrões</b>	8 protões 8 eletrões <b>9 neutrões</b>	8 protões 8 eletrões <b>10 neutrões</b>

**Tabela 2** Isótopos estáveis de carbono, nitrogénio e oxigénio.

### Exercício resolvido

Um átomo de cloro é constituído por 17 protões, 17 eletrões e 18 neutrões.

- 1.1 Indica o número atómico.
- 1.2 Indica o número de massa.
- 1.3 Representa simbolicamente o referido átomo.

#### Resolução:

- 1.1 O número atómico é o número de protões,  $Z = 17$
- 1.2  $A = 17 \text{ protões} + 18 \text{ neutrões} \Leftrightarrow A = 35$
- 1.3  $^{35}_{17}\text{Cl}$



### 1.1.4. Massa isotópica relativa e massa atómica relativa de um elemento químico

Os átomos de elementos químicos diferentes têm, em geral, massas diferentes, pois apresentam constituições diferentes. No caso dos **isótopos**, apesar de serem átomos do mesmo elemento químico, **têm massas diferentes**, devido ao diferente número de neutrões que os constituem.

Chama-se **massa isotópica relativa** ao número de vezes que a massa desse isótopo é maior do que a massa de 1/12 do carbono-12.

Z	Nome	Símbolo	Massa isotópica relativa	Abundância relativa (%)	Massa atómica relativa
1	Prótio	${}^1\text{H}$	1,01	99,99	1,01
	Deutério	${}^2\text{H}$	2,01	0,01	

**Tabela 3** Massas isotópicas e massa atómica relativa do hidrogénio.

Para se conhecer a **massa atómica relativa** de um elemento químico,  $A_r(\text{X})$ , é necessário conhecer não só as massas dos isótopos desse elemento, como ainda a abundância de cada isótopo. Calcula-se a massa atómica relativa a partir da expressão:

$$A_r(\text{X}) = \frac{A_r({}^{A_1}\text{X}) \times \% \text{ abundância relativa} + A_r({}^{A_2}\text{X}) \times \% \text{ abundância relativa} + \dots}{100}$$

A massa atómica relativa de um elemento químico (com isótopos),  $A_r(\text{X})$ , corresponde à média ponderada das massas isotópicas dos átomos referentes ao elemento, considerando a abundância relativa de cada um dos isótopos.

Por exemplo, o elemento químico de nitrogénio tem dois isótopos, o nitrogénio-14 ( ${}^{14}_7\text{N}$ ) e o nitrogénio-15 ( ${}^{15}_7\text{N}$ ), representados na tabela 4:

Isótopo estável de nitrogénio	Massa isotópica	Abundância relativa (%)
${}^{14}_7\text{N}$	14,00	99
${}^{15}_7\text{N}$	15,00	1

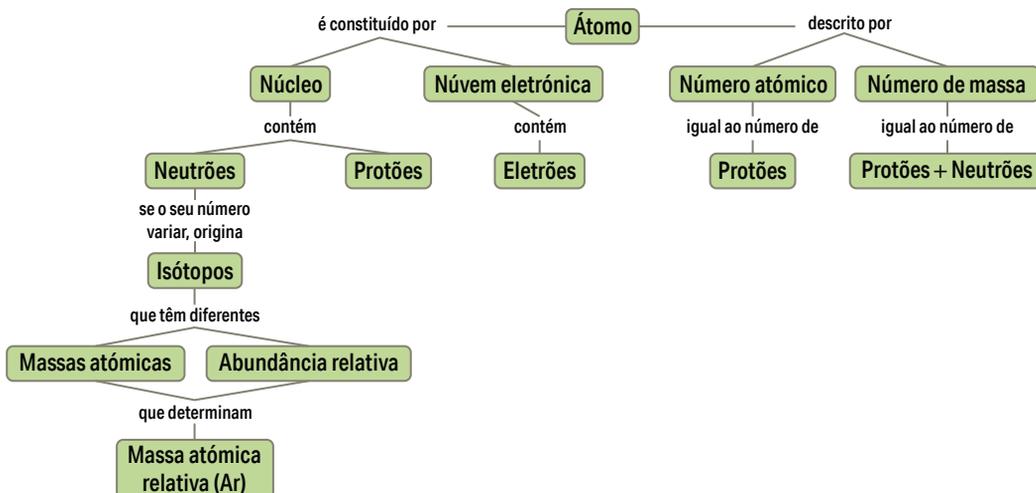
**Tabela 4**

A massa atómica relativa,  $A_r$ , do elemento nitrogénio é:

$$A_r(\text{N}) = \frac{A_r({}^{14}_7\text{N}) \times \text{abundância relativa} + A_r({}^{15}_7\text{N}) \times \text{abundância relativa}}{100}$$

$$A_r(\text{N}) = \frac{14,00 \times 99 + 15,00 \times 1}{100} \Leftrightarrow A_r(\text{N}) = 14,01$$

## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- Os átomos de **um mesmo elemento** químico têm o mesmo número de prótons.
- O **número atómico, Z**, de um elemento é o número de prótons que existem no núcleo dos respetivos átomos.
- O **número de massa, A**, de um átomo é o número total de prótons e neutrões que existem no núcleo do átomo.



- Os **isótopos** são átomos diferentes do mesmo elemento químico. Têm o mesmo número atómico, Z, e diferente número de massa, A.
- Os **isótopos de um elemento químico não têm** todos a **mesma abundância**.
- A **massa atómica relativa,  $A_r(X)$** , de um elemento químico com isótopos calcula-se a partir das massas dos isótopos que o constituem e da sua abundância relativa:

$$A_r(X) = \frac{A_r({}^{A_1}_Z X) \times \% \text{ abundância relativa} + A_r({}^{A_2}_Z X) \times \% \text{ abundância relativa} + \dots}{100}$$

## Exercícios de aplicação

- 1 Preenche a tabela seguinte, na qual se encontram representações simbólicas de átomos e iões.

Representação simbólica	Número atómico (Z)	Número de massa (A)	Número de prótons (P)	Número de eletrões (e <sup>-</sup> )	Número de neutrões (N)
${}^{23}_{11}\text{Na}$					
${}^{56}_{26}\text{Fe}$					
${}^{40}_{20}\text{Ca}$					
${}^{80}_{35}\text{Br}$					
${}^{39}_{19}\text{K}^+$					
${}^{19}_{9}\text{F}^-$					
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$					
${}^{16}_{8}\text{O}^{2-}$					

- 2 Considera as seguintes representações de átomos (as letras não representam símbolos químicos):



- 2.1. Quantos elementos químicos estão representados?  
 2.2. Indica, pelas respetivas letras, um par de isótopos.  
 2.3. Indica o número de prótons e de neutrões do átomo A.

- 3 Determina a massa atómica relativa de uma amostra do elemento cloro, tendo em conta as massas isotópicas relativas e as suas abundâncias relativas.

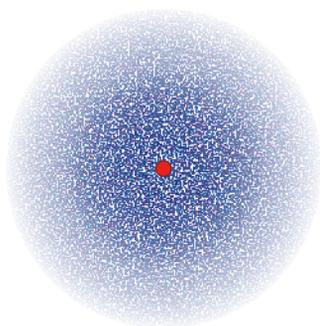
Isótopo	Massa isotópica relativa	Abundância relativa
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	34,97	75,76%
${}^{37}_{17}\text{Cl}$	36,97	24,24%

- 4 O árgon existe na Natureza sob a forma de três isótopos: árgon-36, árgon-38 e árgon-40. A massa atómica relativa do elemento árgon é 39,95. Indica o isótopo do árgon que deverá existir em maior abundância na Natureza. Justifica a tua resposta.

### 1.1.5. Modelo da nuvem eletrônica de um átomo

De acordo com o modelo atômico atual, o **modelo da nuvem eletrônica**, os prótons e nêutrons encontram-se no núcleo, de carga positiva, onde se concentra quase toda a massa do átomo, e os elétrons movem-se à volta do núcleo, formando a **nuvem eletrônica**.

Neste modelo, a **nuvem eletrônica** de um átomo isolado (figura 4) é uma forma de representar a **probabilidade de encontrar elétrons em torno do núcleo**. Essa probabilidade vai diminuindo com o aumento da distância ao núcleo.



A **zona mais escura** da nuvem eletrônica do átomo representa o **local onde é mais provável** encontrar elétrons.

A probabilidade de encontrar elétrons junto do núcleo é maior do que em zonas mais afastas do núcleo. A probabilidade diminui com a distância ao núcleo.

**Fig. 4** Modelo da nuvem eletrônica.

A nuvem eletrônica de um átomo isolado representa a probabilidade de encontrar elétrons em torno do núcleo. Essa probabilidade vai diminuindo com o aumento da distância ao núcleo.

Sendo a constituição dos átomos variável de um elemento para outro, o tamanho da nuvem eletrônica também varia.

O **tamanho de um átomo** está associado ao **limite convencional** da sua nuvem eletrônica.

### 1.1.6. Níveis de energia

Os elétrons de um átomo não têm a mesma energia, e só determinados valores de energia são possíveis para os elétrons.

De acordo com Niels Bohr (1913), os elétrons distribuem-se por camadas eletrônicas, ou seja, movem-se à volta do núcleo em órbitas bem definidas, cada uma com um determinado valor de energia.

Às camadas eletrônicas de um átomo, designadas por K, L, M, N, O, P e Q, estão associados valores bem definidos de energia, ou seja, níveis de energia para os elétrons que as ocupam. Por exemplo, a camada K é a camada eletrônica menos energética e corresponde-lhe o nível de energia mais baixo (nível energético 1).

Assim, os **elétrões** distribuem-se por **níveis de energia** caracterizados por um **número inteiro,  $n$** , maior ou igual a 1.

$$n = 1, 2, 3, 4 \dots$$

Existem elétrões no nível de energia 1 ( $n = 1$ ), no nível de energia 2 ( $n = 2$ ), e assim sucessivamente.

Nos átomos, os elétrões distribuem-se por níveis de energia representados por um número inteiro,  $n$ , maior ou igual a 1.

Há um **número máximo de elétrões por nível de energia**. Esse número é dado por

$$2n^2$$

em que  $n$  representa o nível de energia.

O número máximo de elétrões, por nível, está representado na tabela 5:

Camada	Nível de energia	Número máximo de elétrões
K	1	$2 \times 1^2 = 2$
L	2	$2 \times 2^2 = 8$
M	3	$2 \times 3^2 = 18$
N	4	$2 \times 4^2 = 32$
...	...	...

**Tabela 5**

Para além de haver um número máximo de elétrões por nível, estes têm tendência a permanecer no estado de menor energia possível.

De acordo com o **Princípio da Energia Mínima**, os elétrões distribuem-se por ordem crescente de energia. Isto é, ocupam o primeiro nível de energia,  $n = 1$ , o nível de menor energia, e só depois o segundo nível de energia,  $n = 2$ , e assim sucessivamente.

### 1.1.7. Distribuição eletrónica

Chama-se **distribuição eletrónica** à disposição dos eletrões de um átomo pelas camadas ou pelos níveis de energia, tendo em conta o Princípio da Energia Mínima e a ocupação máxima de cada nível de energia.

No último nível **energético**, qualquer que ele seja, o número máximo de eletrões que um átomo pode ter é **oito**.

Os **eletrões do último nível** ou **camada** designam-se por **eletrões de valência**. Os restantes eletrões e o núcleo do átomo constituem o **cerne** do átomo.

A distribuição eletrónica faz-se representando o número de eletrões de cada nível, separando-os com traços (-).

Atenta nos seguintes modelos de distribuição eletrónica dos átomos de elementos com número atómico menor ou igual a 20.

Distribuição eletrónica do átomo de carbono ( $Z = 6$ ):

Átomo	Número de eletrões	Distribuição eletrónica	Esquema de acordo com o modelo de órbitas de Bohr
Carbono ${}_6\text{C}$	6	Camadas ..... K L <b>2 - 4</b> $n=1$ $n=2$	

Distribuição eletrónica do átomo de sódio ( $Z = 11$ ):

Átomo	Número de eletrões	Distribuição eletrónica	Esquema de acordo com o modelo de órbitas de Bohr
Sódio ${}_{11}\text{Na}$	11	Camadas ..... K L M <b>2 - 8 - 1</b> $n=1$ $n=2$ $n=3$	



Distribuição eletrónica do átomo de potássio ( $Z = 19$ ):

Átomo	Número de eletrões	Distribuição eletrónica	Esquema de acordo com o modelo de órbitas de Bohr
<b>Potássio</b> ${}_{19}\text{K}$	19	Camadas: ● K L M N <b>2 - 8 - 8 - 1</b> $n=1$ $n=2$ $n=3$ $n=4$	

O número máximo de eletrões no nível 3 é 18. Provavelmente, terás pensado que a distribuição eletrónica do potássio seria 2 - 8 - 9. Parece estranho que o nível 3 não tenha ficado com os 9 eletrões, mas não deves esquecer que o último nível de energia não pode ter mais do que 8 eletrões.

Se reparares, os átomos de sódio e de potássio têm o mesmo número de eletrões de valência, um cada um. Este facto determina que as respetivas substâncias tenham um comportamento químico idêntico.

Na tabela 6 apresentam-se as distribuições eletrónicas dos átomos dos elementos com número atómico até 20.

Nome do elemento	Símbolo químico	Número atómico	Distribuição eletrónica	N.º de eletrões de valência
Hidrogénio	H	1	1	1
Hélio	He	2	2	2
Lítio	Li	3	2 - 1	1
Berílio	Be	4	2 - 2	2
Boro	B	5	2 - 3	3
Carbono	C	6	2 - 4	4
Nitrogénio	N	7	2 - 5	5
Oxigénio	O	8	2 - 6	6
Flúor	F	9	2 - 7	7
Néon	Ne	10	2 - 8	8
Sódio	Na	11	2 - 8 - 1	1
Magnésio	Mg	12	2 - 8 - 2	2
Alumínio	Al	13	2 - 8 - 3	3

(cont.)

Nome do elemento	Símbolo químico	Número atômico	Distribuição eletrônica	N.º de elétrons de valência
Silício	Si	14	2-8-4	4
Fósforo	P	15	2-8-5	5
Enxofre	S	16	2-8-6	6
Cloro	Cl	17	2-8-7	7
Árgon	Ar	18	2-8-8	8
Potássio	K	19	2-8-8-1	1
Cálcio	Ca	20	2-8-8-2	2

Tabela 6

### 1.1.8. Distribuição eletrônica de iões

Como já estudaste no 8.º ano, um átomo que perde ou capta elétrons transforma-se num ião positivo (catião) ou negativo (anião), respetivamente.

Qualquer **ião positivo** é **menor** do que o átomo que lhe dá origem, porque perdeu elétrons mais exteriores. A nuvem eletrônica do ião positivo é menor do que a do átomo.

Qualquer **ião negativo** é **maior** do que o átomo que lhe dá origem, porque captou elétrons. A nuvem eletrônica do ião negativo é maior do que a do átomo.

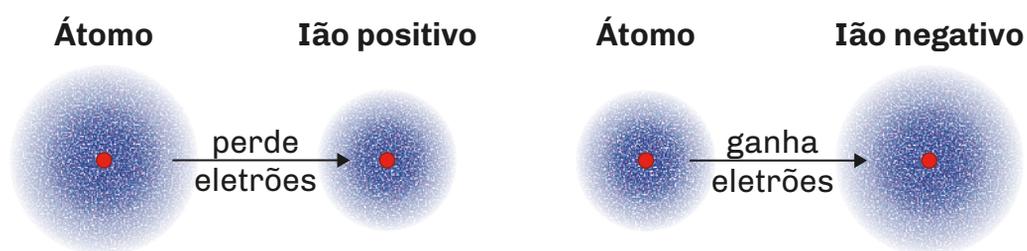


Fig. 5 Tamanho das nuvens eletrônicas dos átomos e dos iões positivos e negativos.

Que átomos têm tendência para formar iões positivos? E para formar iões negativos?

O número **máximo de elétrons de valência** dos átomos é **dois**, quando se trata do primeiro nível, e **oito** para os restantes níveis. Todos os átomos com o número máximo de elétrons de valência são estáveis, sendo os restantes átomos instáveis, ou seja, reativos.

Os átomos com **poucos elétrons de valência** têm tendência a perdê-los, originando **iões positivos** estáveis, como acontece com os de magnésio.



Os átomos com **bastantes eletrões** de valência (entre 5 a 7) têm tendência a captar eletrões, originando **iões negativos** estáveis, como acontece com os de flúor.

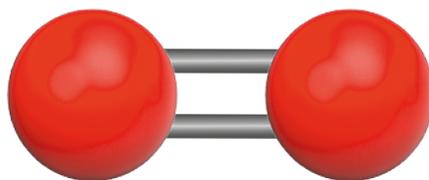


Considera os átomos  $^{16}_8\text{O}$  e  $^{18}_8\text{O}$ . Estes dois átomos são isótopos. Como viste anteriormente, quando dois átomos têm o mesmo número atómico e diferente número de massa, são chamados isótopos. Assim, o átomo  $^{16}_8\text{O}$  tem 8 prótons, 8 eletrões e 8 neutrões, enquanto o  $^{18}_8\text{O}$  tem 8 prótons, 8 eletrões e 10 neutrões. Apesar de diferentes, ambos se referem ao **elemento oxigénio**.

O **elemento oxigénio** é representado pelo símbolo químico O.

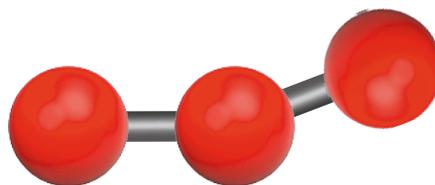
A atmosfera é constituída por muitos gases. O nitrogénio é o gás predominante (78,1%); o oxigénio representa 20,9% dos gases atmosféricos. Os restantes gases somam 1%.

O oxigénio presente na atmosfera é o **oxigénio molecular**, representado por  $\text{O}_2$  (figura 6). Este gás é importante para os seres vivos, pois sem ele a vida não seria possível, e não é formado por átomos de oxigénio, mas, sim, por moléculas constituídas por dois átomos do elemento oxigénio.



**Fig. 6** Modelo molecular da molécula de oxigénio presente na atmosfera.

Um outro gás presente na atmosfera é o **ozono**,  $\text{O}_3$  (figura 7). Este gás encontra-se numa camada da atmosfera a cerca de 20 km da superfície terrestre e é importante para a existência de vida na Terra. O ozono é um importante filtro das radiações ultravioleta do Sol, permitindo que passem, apenas, algumas radiações solares que são benéficas para os seres vivos. O ozono é formado por moléculas, cada uma constituída por três átomos do elemento oxigénio.

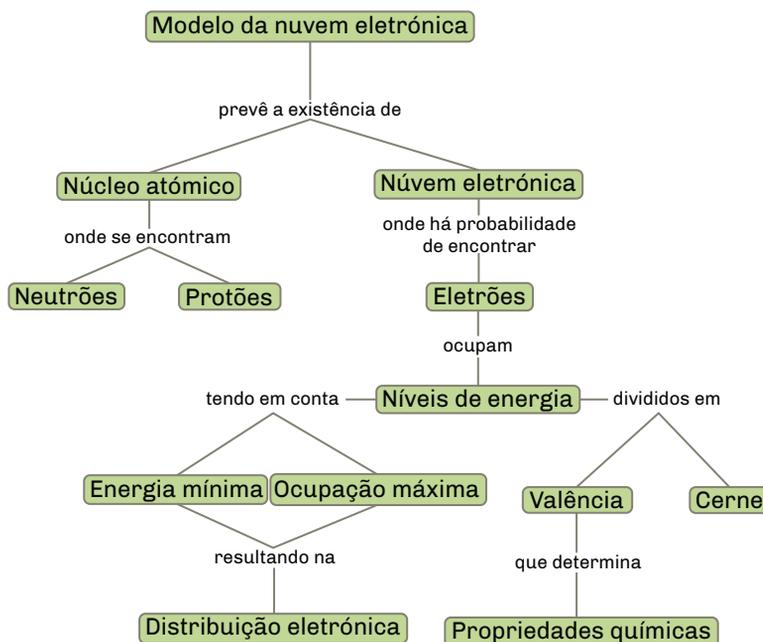


**Fig. 7** Modelo molecular da molécula de ozono.

Estas moléculas de oxigénio e de ozono constituem as **substâncias** gasosas com o mesmo nome. Ambas são constituídas por átomos do elemento oxigénio, mas apresentam um número de átomos diferente.



## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- No **modelo da nuvem eletrônica**, os protões e neutrões encontram-se no núcleo, de carga positiva, onde se concentra quase toda a massa do átomo, e os eletrões movem-se à volta do núcleo, formando a **nuvem eletrônica**. Esta representa a **probabilidade de encontrar eletrões** em torno do núcleo.
- O **tamanho de um átomo** está relacionado com o tamanho da sua **nuvem eletrônica**, que está associada à configuração eletrônica.
- Os eletrões de um átomo não têm, em geral, a mesma energia. Só **determinados valores de energia são possíveis**.
- Nos átomos, os eletrões distribuem-se por camada eletrônicas ou níveis de energia.
- O **número máximo de eletrões** por nível de energia é dado por  $2n^2$ , em que  $n$  é o número correspondente ao nível de energia, que tem de ser inteiro e maior ou igual a 1.
- A **distribuição eletrônica** dos eletrões de um átomo é feita atendendo ao **Princípio da Energia Mínima** e à **ocupação máxima** de cada nível de energia.
- Os **eletrões de valência** são os eletrões do último nível de energia.
- Os átomos dos elementos que têm **8 eletrões de valência** são **muito estáveis**.

## Exercícios de aplicação

1 Completa as frases com as palavras do quadro.

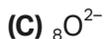
probabilidade	8	neutrões	níveis	núcleo	2	nuvem
	18	eletrões	camadas	protões		

- (A) De acordo com o modelo da nuvem eletrónica, os \_\_\_(1)\_\_\_ e os \_\_\_(2)\_\_\_ encontram-se no \_\_\_(3)\_\_\_, e os \_\_\_(4)\_\_\_ movem-se à volta do núcleo, formando a \_\_\_(5)\_\_\_ eletrónica.
- (B) A nuvem eletrónica de um átomo isolado é uma forma de representar a \_\_\_(6)\_\_\_ de encontrar \_\_\_(7)\_\_\_ em torno do núcleo.
- (C) Nos átomos, os eletrões distribuem-se por \_\_\_(8)\_\_\_, também chamadas \_\_\_(9)\_\_\_ de energia.
- (D) O número máximo de eletrões no nível 1 é \_\_\_(10)\_\_\_, no nível 2 é \_\_\_(11)\_\_\_ e no nível 3 é \_\_\_(12)\_\_\_.

2 Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

- (A) A probabilidade de encontrar um eletrão é maior nas zonas mais densas da nuvem eletrónica.
- (B) A nuvem eletrónica é mais densa em zonas mais afastadas do núcleo.
- (C) A probabilidade de encontrar eletrões junto do núcleo é menor do que em zonas mais afastadas.
- (D) O tamanho do átomo está associado ao tamanho da nuvem eletrónica.

3 Escreve as distribuições eletrónicas dos seguintes átomos e iões no estado fundamental.



4 Considera as seguintes distribuições eletrónicas correspondentes a dois átomos no estado fundamental.

X: 2 – 7

Y: 2 – 8 – 2

4.1. Quantos eletrões tem cada um dos átomos?

4.2. Indica os iões que estes átomos tendem a formar.

## 1.2. Propriedades dos elementos químicos

### 1.2.1. Organização da Tabela periódica

A **Tabela Periódica** é um importantíssimo instrumento de organização de todos os elementos químicos, a partir da qual é possível retirar várias e úteis informações.

Atualmente, conhecem-se 118 elementos químicos, 92 dos quais são naturais e os restantes sintéticos, todos dispostos, na Tabela Periódica, por ordem crescente de **número atómico**, de acordo com a sua distribuição eletrónica e as suas propriedades químicas.

Na Tabela Periódica, as colunas verticais denominam-se **grupos** e as linhas horizontais designam-se por **períodos** (figura 8).

A Tabela Periódica está organizada em **18 grupos** e **7 períodos**.

Período	Grupo 1	Grupo 2	Grupo 3	Grupo 4	Grupo 5	Grupo 6	Grupo 7	Grupo 8	Grupo 9	Grupo 10	Grupo 11	Grupo 12	Grupo 13	Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17	Grupo 18																								
1.º	1 H																	2 He																								
2.º	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																								
3.º	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																								
4.º	19 K	20 Ca											21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr														
5.º	37 Rb	38 Sr											39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe														
6.º	55 Cs	56 Ba											57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7.º	87 Fr	88 Ra											89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

**Fig. 8** Os elementos formam grupos e períodos.

Os **grupos** são constituídos por elementos com **propriedades químicas semelhantes**, que formam famílias, e alguns têm designações próprias.

- **Grupo 1** – grupo dos **metais alcalinos**, no qual se encontra também o hidrogénio.
- **Grupo 2** – grupo dos **metais alcalinoterrosos**.
- **Grupo 17** – grupo dos **halogéneos**.
- **Grupo 18** – grupo dos **gases nobres**.



Os **períodos** na Tabela Periódica não são constituídos pelo mesmo número de elementos.

- **1.º período** – período muito curto, com apenas 2 elementos.
- **2.º e 3.º períodos** – períodos curtos, com apenas 8 elementos cada um.
- **4.º e 5.º períodos** – períodos longos, com 18 elementos cada um.
- **6.º e 7.º períodos** – períodos muito longos, com 32 elementos cada um.

Os elementos que constituem os grupos 1 e 2 e os grupos 13 a 18 denominam-se **elementos representativos**. Os elementos dos grupos 3 a 12 designam-se por **elementos de transição**.

Na parte inferior da Tabela Periódica encontram-se os elementos que constituem as famílias dos **lantanídeos** e dos **actinídeos**.

### 1.2.2. Distribuição eletrónica e a posição dos elementos na Tabela Periódica

*O que há de comum na distribuição eletrónica dos átomos de um mesmo grupo?*

Podes constatar que, por exemplo, **os átomos do grupo 1** têm os seus eletrões distribuídos sucessivamente por mais do que um nível de energia, mas todos têm **1 eletrão de valência**. **Os átomos do grupo 17** têm os eletrões distribuídos sucessivamente por mais do que um nível de energia, mas todos possuem **7 eletrões de valência**.

${}_1\text{H}$	1	${}_9\text{F}$	2 – 7
${}_3\text{Li}$	2 – 1	${}_{19}\text{Cl}$	2 – 8 – 7
${}_{11}\text{Na}$	2 – 8 – 1	${}_{35}\text{Br}$	2 – 8 – 18 – 7
${}_{19}\text{K}$	2 – 8 – 8 – 1	${}_{59}\text{I}$	2 – 8 – 18 – 18 – 7
${}_{37}\text{Rb}$	2 – 8 – 18 – 8 – 1		

**Tabela 7** Distribuição eletrónica para os elementos dos grupos 1 e 17.

Podes concluir que os elementos do **mesmo grupo** têm em comum átomos com o mesmo número de eletrões de valência e cujos tamanhos se tornam cada vez maiores devido ao **aumento do número de camadas**, como se verifica na tabela 7.

- Elementos do grupo **1** – átomos com **1** eletrão de valência.
- Elementos do grupo **2** – átomos com **2** eletrões de valência.
- Elementos do grupo **13** – átomos com **3** eletrões de valência.
- Elementos do grupo **14** – átomos com **4** eletrões de valência.
- Elementos do grupo **15** – átomos com **5** eletrões de valência.



- Elementos do grupo **16** – átomos com **6** elétrons de valência.
- Elementos do grupo **17** – átomos com **7** elétrons de valência.
- Elementos do grupo **18** – átomos com **8** elétrons de valência, **2** no caso do hélio.

O **número do grupo** em que um elemento se encontra na Tabela Periódica relaciona-se com o **número de elétrons de valência** dos seus átomos.

Ao **longo do grupo**, o **tamanho do átomo aumenta**, com o **aumento do número de camadas**.

*O que há de comum na distribuição eletrônica dos átomos dos elementos químicos de um mesmo período?*

Como podes constatar, os átomos dos dois elementos do **1.º período** têm os elétrons distribuídos por **1 nível de energia**.

${}_1\text{H}$	${}_2\text{He}$
1	2

Os átomos dos oito elementos do **2.º período** têm sucessivamente mais um elétron, e todos os elétrons estão distribuídos por **2 níveis de energia**.

${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
2-1	2-2	2-3	2-4	2-5	2-6	2-7	2-8

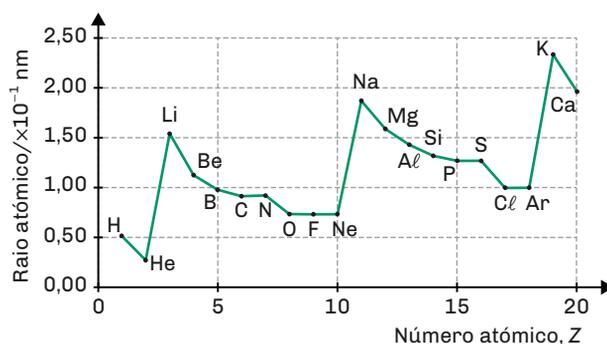
Podes concluir que os elementos do **mesmo período** têm os elétrons distribuídos pelo **mesmo número de níveis de energia**, mas a **atração nuclear é mais intensa**, devido ao aumento do número de prótons, o que provoca uma **diminuição do raio atômico**.

- Elementos do **1.º período** – **1** nível de energia.
- Elementos do **2.º período** – **2** níveis de energia.
- Elementos do **3.º período** – **3** níveis de energia.
- Elementos do **4.º período** – **4** níveis de energia.
- Elementos do **5.º período** – **5** níveis de energia.
- Elementos do **6.º período** – **6** níveis de energia.
- Elementos do **7.º período** – **7** níveis de energia.

O **número do período** em que um elemento se encontra na Tabela Periódica é **igual ao número de níveis de energia** em que se distribuem os elétrons dos seus átomos.

Ao **longo do período**, o **tamanho do átomo diminui**, devido ao aumento da atração nuclear, o que, por sua vez, é resultado do aumento do número de prótons dos átomos.

Podes observar a variação de tamanho dos átomos em função do número atómico, graficamente, na figura 9. Repara que os átomos no topo do gráfico correspondem aos elementos do grupo 1, e a curva descendente corresponde aos períodos.



**Fig. 9** Variação do tamanho do átomo com o número atómico para os primeiros 20 elementos químicos da TP.



### 1.2.3. Metais e não metais

Os elementos químicos podem ser classificados em **metais**, elementos localizados no lado esquerdo da Tabela Periódica, e **não metais**, elementos localizados no lado direito da Tabela Periódica. Há ainda os **semimetais**, como, por exemplo, o silício, Si, com algumas propriedades dos metais e outras dos não metais.

Os **metais** são **substâncias elementares** formadas por um só elemento metálico.

Alumínio



Magnésio



Ferro



Cobre



**Fig. 10** Alguns metais.

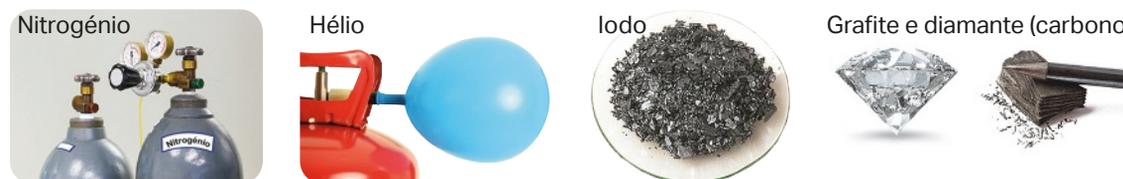
Os metais têm em comum um conjunto de propriedades físicas, tais como:

- brilho metálico;
- serem quase todos sólidos à temperatura ambiente;
- densidades relativamente elevadas;
- serem bons condutores da corrente elétrica;
- serem bons condutores térmicos;
- elevados pontos de fusão e de ebulição;
- serem dúcteis e maleáveis.

Algumas das propriedades químicas dos metais:

- são, em geral, muito reativos;
- nas reações de oxidação de metais formam óxidos metálicos;
- os óxidos de metais são compostos iônicos e sólidos à temperatura ambiente;
- os óxidos de metais originam soluções aquosas com carácter básico (ou alcalino).

Os **não metais** são **substâncias elementares** constituídas por átomos ou moléculas.



**Fig. 11** Alguns não metais.

Os não metais têm em comum um conjunto de propriedades físicas, tais como:

- à temperatura ambiente, uns são sólidos, outros líquidos e outros gases;
- densidades muito diferentes e, em geral, menores do que as densidades dos metais;
- serem maus condutores da corrente elétrica (a grafite é uma exceção);
- serem maus condutores térmicos;
- serem quebradiços, quando se encontram no estado sólido;
- pontos de fusão e de ebulição baixos, em geral.

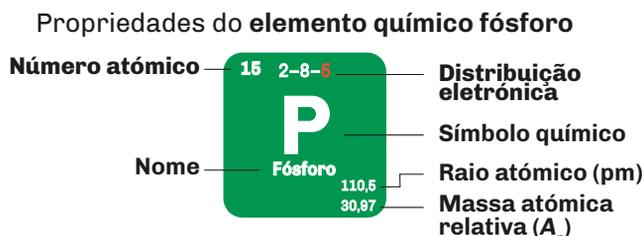
Algumas das propriedades químicas dos não metais:

- são pouco reativos, mas outros, como o oxigénio e o cloro, são muito reativos;
- nas reações de combustão de não metais formam-se óxidos;
- os óxidos de não metais originam soluções aquosas ácidas;
- originam iões negativos mais estáveis que os respetivos átomos.

#### **1.2.4. Propriedades dos elementos e das substâncias elementares na Tabela Periódica**

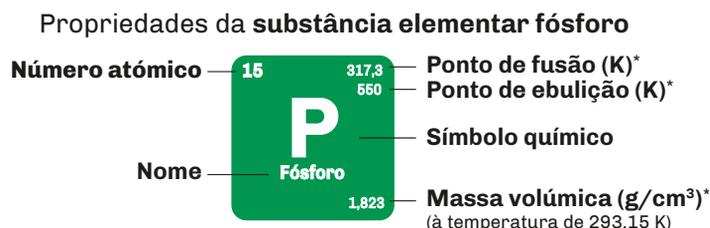
As Tabelas Periódicas fornecem uma diversidade de informações sobre os elementos químicos e as propriedades das substâncias elementares com o mesmo nome do elemento químico.

São informações sobre as **propriedades atómicas do elemento**: o símbolo químico, o número atómico, o número de massa, a massa atómica relativa, a distribuição eletrónica e o raio atómico.



**Fig. 12** Informação numa Tabela Periódica relativa ao elemento químico.

São informações sobre as **propriedades da substância elementar**: o estado físico, o ponto de fusão, o ponto de ebulição e a massa volúmica.



\*à pressão de 0,1 MPa

**Fig. 13** Informação numa tabela Periódica relativa às propriedades da substância elementar.

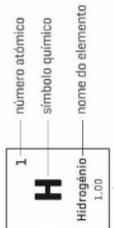
## Exercício

- 1 Na Tabela Periódica atual, os elementos organizam-se em grupos e períodos.
  - 1.1. Das afirmações que se seguem, seleciona as que se referem a grupos da Tabela Periódica.
    - (A) São linhas horizontais.
    - (B) São colunas verticais.
    - (C) Os números atômicos dos elementos que os formam diferem sucessivamente em uma unidade.
    - (D) Os elementos químicos que os formam têm o mesmo número de níveis de energia com eletrões.
    - (E) Os elementos químicos que os formam têm o mesmo número de eletrões de valência.
  - 1.2. Como se designam os elementos químicos do grupo 1? E os do grupo 17?
  - 1.3. Quantos períodos tem a Tabela Periódica?
  - 1.4. Quantos elementos químicos formam o primeiro período da Tabela Periódica?
  - 1.5. Qual é o número de eletrões de valência dos elementos do grupo 2?
  - 1.6. Por quantos níveis de energia se distribuem os eletrões dos elementos do 3.º período?

### 1.2.5. Tabela Periódica atual

## TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
<b>H</b> 1.008 Hidrogênio	<b>He</b> 4.003 Hélio	<b>Li</b> 6.941 Lítio	<b>Be</b> 9.012 Berílio	<b>B</b> 10.811 Boro	<b>C</b> 12.011 Carbono	<b>N</b> 14.007 Nitrogênio	<b>O</b> 15.999 Oxigênio	<b>F</b> 18.998 Flúor	<b>Ne</b> 20.180 Neônio	<b>Na</b> 22.990 Sódio	<b>Mg</b> 24.305 Magnésio	<b>Al</b> 26.982 Alumínio	<b>Si</b> 28.086 Silício	<b>P</b> 30.974 Fósforo	<b>S</b> 32.065 Enxofre	<b>Cl</b> 35.453 Cloro	<b>Ar</b> 39.948 Argônio
<b>K</b> 39.098 Potássio	<b>Ca</b> 40.078 Cálcio	<b>Sc</b> 44.956 Escândio	<b>Ti</b> 47.883 Titânio	<b>V</b> 50.942 Vanádio	<b>Cr</b> 51.996 Cromio	<b>Mn</b> 54.938 Manganês	<b>Fe</b> 55.845 Ferro	<b>Co</b> 58.933 Cobalto	<b>Ni</b> 58.693 Níquel	<b>Cu</b> 63.546 Cobre	<b>Zn</b> 65.38 Zinco	<b>Ga</b> 69.723 Gálio	<b>Ge</b> 72.631 Germânio	<b>As</b> 74.922 Arsênio	<b>Se</b> 78.972 Selênio	<b>Br</b> 79.904 Bromo	<b>Kr</b> 83.796 Cripton
<b>Rb</b> 85.468 Rubídio	<b>Sr</b> 87.62 Estrôncio	<b>Y</b> 88.906 Ítrio	<b>Zr</b> 91.224 Zircônio	<b>Nb</b> 92.906 Níobio	<b>Mo</b> 95.94 Molibdênio	<b>Tc</b> 98.906 Tecnécio	<b>Ru</b> 101.07 Rutênio	<b>Rh</b> 102.91 Ródio	<b>Pd</b> 106.42 Paládio	<b>Ag</b> 107.87 Prata	<b>Cd</b> 112.41 Cádmio	<b>In</b> 114.82 Índio	<b>Sn</b> 118.71 Estanho	<b>Sb</b> 121.76 Antimônio	<b>Te</b> 127.60 Telúrio	<b>I</b> 126.90 Iodo	<b>Xe</b> 131.29 Xenônio
<b>Cs</b> 132.91 Césio	<b>Ba</b> 137.33 Bário	<b>La</b> 138.905 Lantânio	<b>Hf</b> 178.49 Háfnio	<b>Ta</b> 180.95 Tântalo	<b>W</b> 183.84 Tungstênio	<b>Re</b> 186.21 Rênio	<b>Os</b> 190.23 Osmio	<b>Ir</b> 192.22 Iridio	<b>Pt</b> 195.08 Platina	<b>Au</b> 196.97 Ouro	<b>Hg</b> 200.59 Mercúrio	<b>Tl</b> 204.38 Telúrio	<b>Pb</b> 207.2 Chumbo	<b>Bi</b> 208.98 Bismuto	<b>Po</b> 209 Polônio	<b>At</b> 210 Astato	<b>Rn</b> 222 Radônio
<b>Fr</b> 223 Frâncio	<b>Ra</b> 226 Rádio	<b>Ac</b> 227 Actínio	<b>Rf</b> 261 Rutherfordório	<b>Db</b> 262 Dubnio	<b>Sg</b> 263 Seabúrgio	<b>Bh</b> 264 Bohrio	<b>Hs</b> 265 Hássio	<b>Mt</b> 266 Meitnério	<b>Ds</b> 268 Darmstácio	<b>Rg</b> 269 Roentgênio	<b>Cn</b> 270 Copernício	<b>Nh</b> 271 Nihônio	<b>Fl</b> 272 Floróvio	<b>Mc</b> 273 Moscóvio	<b>Lv</b> 274 Livermório	<b>Ts</b> 275 Tenesso	<b>Og</b> 276 Oganéssio
<b>La</b> 138.905 Lantânio	<b>Ce</b> 140.12 Cério	<b>Pr</b> 140.91 Praseodímio	<b>Nd</b> 144.24 Neodímio	<b>Pm</b> 144.91 Promécio	<b>Sm</b> 150.36 Samaritio	<b>Eu</b> 151.96 Európio	<b>Gd</b> 157.25 Gadolínio	<b>Tb</b> 158.93 Terbio	<b>Dy</b> 162.50 Dísprosio	<b>Ho</b> 164.93 Hólmio	<b>Er</b> 167.26 Érbio	<b>Tm</b> 168.93 Tulio	<b>Yb</b> 173.05 Ítérbio	<b>Lu</b> 174.97 Lutécio	<b>La</b> 175.05 Lantânio	<b>Ce</b> 176.41 Célio	<b>Pr</b> 176.41 Praseodímio
<b>Ac</b> 227 Actínio	<b>Th</b> 232.04 Tório	<b>Pa</b> 231.04 Protactínio	<b>U</b> 238.03 Urânio	<b>Np</b> 237.05 Neptúnio	<b>Pu</b> 244.06 Plutônio	<b>Am</b> 243.06 Americônio	<b>Cm</b> 247.07 Curônio	<b>Bk</b> 247.07 Berkelônio	<b>Cf</b> 251.08 Califórnia	<b>Es</b> 252.08 Einstenônio	<b>Fm</b> 257.10 Fermílio	<b>Md</b> 258.10 Mendelévio	<b>No</b> 259.10 Nobelônio	<b>Lr</b> 260.10 Lawrêncio	<b>Lu</b> 174.97 Lutécio	<b>Yb</b> 173.05 Ítérbio	<b>Lu</b> 174.97 Lutécio



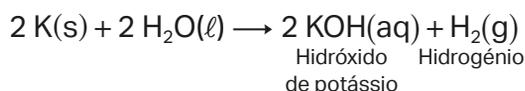
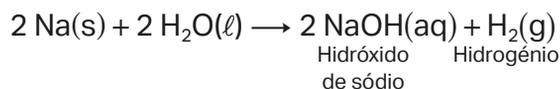
- Não metais
- Metais alcalinos
- Metais alcalinoterrósos
- Metais de transição
- Metais representativos
- Semimetais
- Halogêneos
- Gases nobres
- Lantanídeos
- Actínídeos

### 1.2.6. Metais alcalinos

Os **metais alcalinos** são substâncias elementares formadas por elementos do **grupo 1**, da Tabela Periódica, e os três primeiros são o **lítio**, o **sódio** e o **potássio**.

Estas substâncias reagem violentamente na presença do ar e com a água. Por esse motivo, encontram-se guardadas em frascos com petróleo ou parafina líquida. Todos eles têm tendência a formar **iões monopositivos (iões de carga +1)**, porque têm 1 eletrão de valência.

Os produtos das reações do sódio e do potássio com água são hidróxidos dos respetivos metais e hidrogénio gasoso. As equações químicas que traduzem estas reações são as seguintes:



A reatividade dos metais alcalinos aumenta ao longo do grupo. Quanto maior for um átomo do metal alcalino, mais facilmente este átomo cede o seu eletrão de valência.

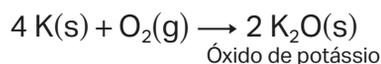
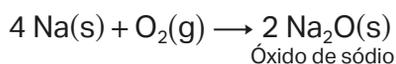
Os metais alcalinos, como o sódio e o potássio, reagem violentamente com a água, formando hidrogénio gasoso e hidróxidos desses metais, cujas soluções aquosas são básicas.

A reatividade dos metais alcalinos aumenta ao longo do grupo, pois, quanto maior for o átomo, mais facilmente este átomo cede o seu eletrão de valência.

Os metais alcalinos, quando expostos ao ar, perdem o seu aspeto brilhante à medida que reagem com o oxigénio, formando óxidos metálicos.

O seu aspeto sem brilho tem que ver com os óxidos formados na sua superfície. Por isso, um corte recente na superfície revela o seu brilho metálico característico.

Também nas reações de combustão, os metais alcalinos reagem com o oxigénio do ar e formam óxidos metálicos, traduzidos nas seguintes equações químicas:



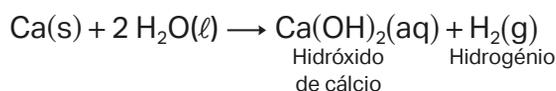
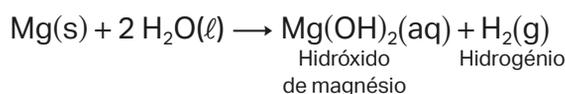
Os metais alcalinos, como o sódio e o potássio, reagem facilmente com o oxigénio, formando óxidos metálicos.

### 1.2.7. Metais alcalinoterrosos

Os **metais alcalinoterrosos** são substâncias elementares formadas por elementos do **grupo 2** da Tabela Periódica. Os três primeiros são o **berílio**, o **magnésio** e o **cálcio**.

Estes metais alcalinoterrosos também têm propriedades químicas semelhantes. Todos eles têm tendência a formar **catiões dipositivos (iões de carga +2)**, porque têm 2 elétrons de valência.

Os metais alcalinoterrosos reagem com a água, mas mais lentamente do que os metais alcalinos. Os produtos das reações são hidróxidos dos respectivos metais e hidrogénio gasoso. As equações químicas que traduzem duas destas reações são:



A reatividade dos metais alcalinoterrosos aumenta ao longo do grupo. Quanto maior for um átomo de metal alcalinoterroso, mais facilmente este átomo cede os seus elétrons de valência.

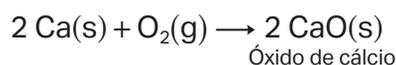
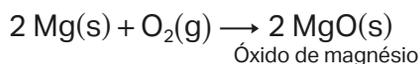
Os metais alcalinoterrosos, como o magnésio e o cálcio, reagem com a água, formando hidrogénio gasoso e hidróxidos desses metais, cujas soluções aquosas são básicas.

A reatividade dos metais alcalinoterrosos aumenta ao longo do grupo, pois, quanto maior for o átomo, mais facilmente este átomo cede os seus elétrons de valência.

Os metais alcalinoterrosos, quando expostos ao ar, perdem o seu aspeto brilhante, à medida que reagem com o oxigénio, formando óxidos metálicos.

O seu aspeto sem brilho deve-se aos óxidos formados na sua superfície. Por isso, se se raspar a superfície, ver-se-á, de novo, o seu brilho metálico característico.

Também nas reações de combustão, os metais alcalinoterrosos reagem com o oxigénio do ar, formando os óxidos metálicos, traduzidos nas seguintes equações químicas:



Os metais alcalinoterrosos, como o magnésio e o cálcio, reagem com o oxigénio, formando óxidos desses metais.

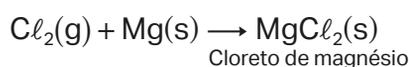
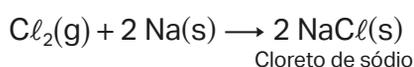
### 1.2.8. Halogéneos

Os **halogéneos** são substâncias elementares formadas por elementos que se encontram no **grupo 17** da Tabela Periódica. O **flúor** ( $F_2$ ), o **cloro** ( $Cl_2$ ), o **bromo**, ( $Br_2$ ) e o **iodo** ( $I_2$ ) são substâncias elementares diatómicas.

À temperatura ambiente, o cloro é um gás amarelo-esverdeado, o bromo é um líquido vermelho-escuro e o iodo é um sólido cinzento-escuro, todos com propriedades químicas semelhantes.

Os halogéneos são mais solúveis em solventes orgânicos do que em água.

Reagem com metais alcalinos e alcalinoterrosos, dando origem a compostos iónicos, chamados halogenetos, de metais alcalinos e alcalinoterrosos, respetivamente, como, por exemplo:



A reação dos halogéneos com o hidrogénio dá origem a halogenetos de hidrogénio, que em solução aquosa, têm características ácidas, como, por exemplo, o ácido clorídrico,  $HCl$ .

Os halogéneos têm 7 eletrões de valência. Isso faz com que tenham grande tendência para captar 1 eletrão, transformando-se em **iões mononegativos**.

Os halogéneos são muito reativos, e a sua reatividade diminui ao longo do grupo da Tabela Periódica, porque, quanto maior for o átomo, mais dificilmente capta 1 eletrão.

### 1.2.9. Gases nobres

Os **gases nobres** são substâncias elementares formadas por elementos do **grupo 18** da Tabela Periódica. Os três primeiros elementos são o **hélio**, o **néon** e o **árgon**.

Todos os gases nobres existem como espécies **monoatómicas**. Os gases nobres são **muito estáveis** porque não têm qualquer reatividade. Esta baixa reatividade está relacionada com o facto de o último nível ter 8 eletrões de valência.

Os gases nobres têm diversas aplicações no dia a dia, como, por exemplo, o hélio, no enchimento de balões, o néon, em anúncios luminosos, o árgon, em lâmpadas de incandescência, o cripton, em lâmpadas fluorescentes, o xénon, em faróis de carros, e o rádon, em medicina nuclear.

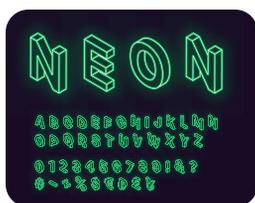


Fig. 14 Utilização de gases nobres.

## Atividade prática 1: Reação dos metais alcalinos e alcalinoterrosos com água

Fazer reagir os metais alcalinos com a água para comparar as reações e verificar as propriedades químicas dos metais alcalinos.

### Material

- Sódio e potássio
- Solução alcoólica de fenolftaleína
- Pinça
- Magnésio e cálcio
- Tina com água
- Bisturi

### Procedimento

Procede de forma idêntica para cada um dos metais:

- 1 Juntar algumas gotas de solução alcoólica de fenolftaleína à água da tina.
- 2 Retirar do frasco, com uma pinça, um pedaço de metal alcalino. Cortar com um bisturi, uma pequena porção e guardar o restante.
- 3 Observar a superfície recentemente cortada.
- 4 Colocar o metal na tina com água e observar.

**Nota:** O magnésio deve ser colocado em água quente.

### Nota:

As reações dos metais alcalinos com água podem ser perigosas. Deves realizá-la com óculos, luvas e máscara e sempre na presença do teu professor.

### Análise

- Analisa as superfícies dos metais depois de cortados.
- Observa o que acontece quando os metais entram em contacto com água.



### Conclusão

- Qual é a cor da superfície de cada metal após o corte?
- Libertou-se algum gás? Qual?
- Que reações ocorreram?
- A que se deve a coloração da água?
- Qual foi a reação mais violenta?

### 1.2.10. Alguns metais de transição

As propriedades destes metais são idênticas às dos outros metais: são maleáveis, dúcteis e de cor brilhante. As propriedades são explicadas pelo facto de os eletrões de valência se encontrarem a partir do quarto nível de energia. Esses metais têm uma ampla gama de propriedades físicas e químicas, o que possibilita várias aplicações.

O **ferro**, com distribuição eletrónica 2 – 8 – 14 – 2, é um dos metais mais abundantes na crosta terrestre. Reage facilmente com o oxigénio e oxida, formando óxido de ferro. É usado na fabricação de aço, ligas metálicas e como catalisador em várias reações químicas.

O **ouro** e o **cobre** são excelentes condutores elétricos e térmicos. Estes dois metais são resistentes à oxidação. Tanto o ouro como o cobre são usados nos fios elétricos e componentes eletrónicos.

O **zinco** é um metal reativo e tende a perder eletrões facilmente. É utilizado, principalmente, na galvanização, sendo aplicado noutros metais para os proteger da corrosão.

O **alumínio** também é um metal com boa condutividade elétrica e térmica. É amplamente utilizado em aplicações estruturais, como na indústria aeroespacial, na fabricação de latas de bebidas e na construção civil, porque é resistente à corrosão, devido à formação de uma camada de óxido de alumínio na superfície.

O **chumbo** é um metal pesado e tóxico. É utilizado em baterias de chumbo-ácido, cabos elétricos e blindagens contra radiação. É também usado na solda e no fabrico de componentes eletrónicos, como placas de circuito impresso.

### 1.2.11. Alguns elementos não metálicos

A distribuição eletrónica por camadas dos elementos não metálicos está diretamente relacionada com as suas propriedades químicas e físicas. A distribuição eletrónica determina a configuração dos eletrões ao redor do núcleo do átomo e afeta o modo como os átomos interagem e se ligam com outros átomos.

O **oxigénio**, tal como o enxofre, tem 6 eletrões no nível de valência. É um elemento mais reativo do que o enxofre. Essa reatividade do oxigénio está relacionada com as suas propriedades químicas, como a capacidade de formar óxidos.

O **enxofre** é capaz de formar uma variedade de compostos, como sulfatos e sulfitos.

O **nitrogénio** possui 5 eletrões de valência tal como o fósforo. A configuração eletrónica faz com que o nitrogénio seja um átomo altamente eletronegativo e reativo, capaz de formar compostos estáveis, como os encontrados em proteínas e ácidos nucleicos. Já o **fósforo** é amplamente utilizado em compostos como fosfatos e fosfinas, e é um componente essencial dos ácidos nucleicos e de compostos de energia, como o ATP. O **carbono** possui 4 eletrões de valência, tal como o silício. Ambos têm a capacidade de formar ligações covalentes múltiplas, que, no carbono, permitem a formação de estruturas moleculares complexas. O **silício** é fundamental na tecnologia de semicondutores.

### 1.2.12. Elementos químicos que existem no corpo humano

O corpo humano é constituído por elementos químicos. Nos gráficos seguintes apresentam-se os elementos químicos que constituem o corpo humano, e por isso essenciais à vida, e as respetivas proporções.

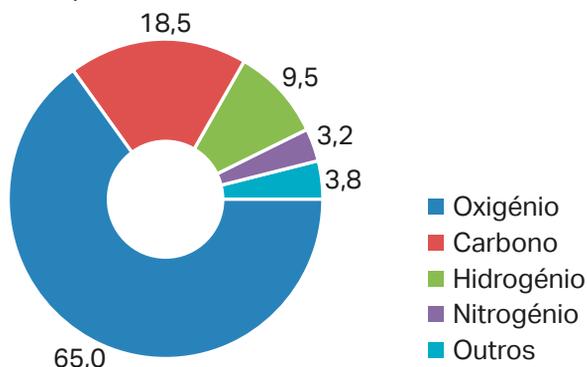


**Exercício**  
Elementos químicos no corpo humano

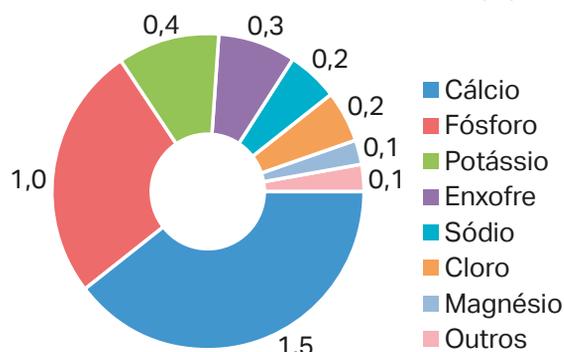
**Vídeo**  
Os elementos químicos no corpo humano



Elementos que existem em maior proporção no corpo humano (%)



Outros elementos essenciais à vida (%)



**Fig. 15** Abundância relativa dos elementos químicos existentes no corpo humano.

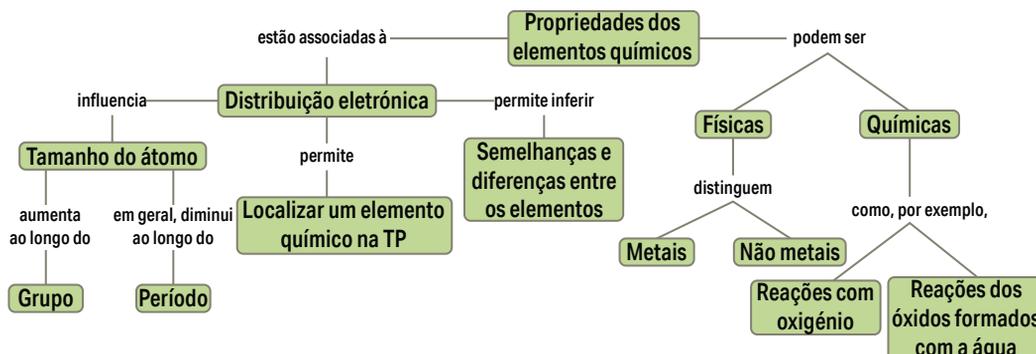
#### Exercício resolvido

- 1.1 Indica, justificando, qual o elemento do grupo 1 tem menor raio atómico.
- 1.2 Indica, justificando, qual o elemento do 2.º período que tem maior raio atómico.

#### Resolução:

- 1.1 O elemento do grupo 1 que tem menor raio atómico é o hidrogénio, porque na Tabela Periódica o raio atómico aumenta ao longo do grupo (de cima para baixo).
- 1.2 O elemento do 2.º período com maior raio atómico é o lítio, porque na Tabela Periódica o raio atómico diminui ao longo do período (da esquerda para a direita).

## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- O **número de eletrões de valência** dos átomos de um determinado elemento químico relaciona-se com o **número do grupo** em que ele se encontra na TP.
- Ao longo do grupo, o tamanho do átomo, aumenta com o aumento do número de camadas.
- O **número de níveis de energia** pelos quais se distribuem os eletrões dos átomos é **igual** ao **número do período** em que um elemento se encontra na Tabela Periódica.
- Os **metais alcalinos**, como o sódio e o potássio, reagem violentamente com a água, formando hidrogénio gasoso e hidróxidos desses metais, cujas soluções aquosas são básicas. A **reatividade dos metais alcalinos aumenta ao longo do grupo**, pois, quanto maior for o átomo, mais facilmente este átomo cede o seu eletrão de valência. Os **metais alcalinos**, como o sódio e o potássio, **reagem facilmente com o oxigénio**, formando **óxidos metálicos**.
- Os **metais alcalinoterrosos**, como o magnésio e o cálcio, reagem com a água, formando hidrogénio gasoso e hidróxidos desses metais, cujas soluções aquosas são básicas. A **reatividade dos metais alcalinoterrosos aumenta ao longo do grupo**, pois, quanto maior for o átomo, mais facilmente este átomo cede os seus eletrões de valência. Os **metais alcalinoterrosos**, como o magnésio e o cálcio, reagem com o oxigénio formando **óxidos desses metais**.
- Os **halogéneos são muito reativos**, e a sua reatividade diminui ao longo do grupo da Tabela Periódica, porque, quanto maior for o átomo, mais dificilmente capta um eletrão. **Reagem com metais alcalinos e alcalinoterrosos**, dando origem a compostos iónicos, chamados **halogenetos de metais alcalinos e alcalinoterrosos**.
- Os **gases nobres não têm qualquer reatividade**, porque tem o último nível completamente preenchido.

## Exercícios de aplicação

**1** Classifica em verdadeiras ou falsas as seguintes afirmações:

- (A) Hoje conhecem-se 118 elementos químicos naturais.
- (B) Os elementos químicos estão dispostos na Tabela Periódica atual por ordem crescente de massa atômica.
- (C) Os elementos representativos são os elementos dos grupos 1 e 2 e dos grupos 13 ao 18.
- (D) Os elementos químicos podem ser classificados em metais, não metais e semimetais.
- (E) A reatividade dos metais alcalinos aumenta ao longo do grupo.
- (F) Os halogéneos têm tendência para formar iões monopositivos.

**2** Completa corretamente as frases seguintes:

- (A) Na Tabela Periódica atual, os \_\_(1)\_\_ químicos encontram-se dispostos por ordem \_\_(2)\_\_ de \_\_(3)\_\_ atômico.
- (B) O número do \_\_(4)\_\_ em que um elemento se encontra na Tabela Periódica relaciona-se com o número de \_\_(5)\_\_ de valência dos seus átomos.
- (C) O número do \_\_(6)\_\_ em que um elementos se encontra na Tabela Periódica é \_\_(7)\_\_ ao número de \_\_(8)\_\_ de energia pelos quais se distribuem os seus \_\_(9)\_\_.
- (D) Os átomos dos mesmo grupo têm \_\_(10)\_\_ número de \_\_(11)\_\_ de valência.
- (E) A semelhança das propriedades químicas entre os metais alcalinos tem que ver com a tendência que os \_\_(12)\_\_ destes elementos têm para se transformarem em iões \_\_(13)\_\_ estáveis.
- (F) A semelhança das propriedades químicas entre os metais alcalinoterrosos tem que ver com a tendência que os \_\_(14)\_\_ destes elementos têm para se transformarem em iões \_\_(15)\_\_ estáveis.
- (G) O tamanho dos \_\_(16)\_\_ ao longo do grupo \_\_(17)\_\_ e ao longo do período tem tendência para \_\_(18)\_\_.

**3** Consulta a Tabela Periódica da página 36 e indica:

- 3.1.** o elemento com número atômico 1;
- 3.2.** os elementos de números atômicos 17, 18 e 19;
- 3.3.** os elementos do grupo 2;
- 3.4.** o metal alcalino do 3.º período;
- 3.5.** o metal alcalinoterroso do 4.º período;
- 3.6.** o elemento que se encontra no grupo 15 e no 2.º período.

- 4 A figura representa um excerto da Tabela Periódica, no qual estão inscritos alguns elementos representados por letras que não correspondem aos seus símbolos químicos.

Indica, pela respetiva letra:

4.1. um metal alcalino;

4.2. um halogéneo;

4.3. um elemento que não tem tendência para formar iões;

4.4. um elemento cuja configuração eletrónica é  $2 - 8 - 8 - 2$ ;

4.5. um elemento com tendência para formar iões dipositivos;

4.6. um elemento com 6 eletrões de valência.

A					
	D				
B					
C	F				

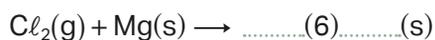
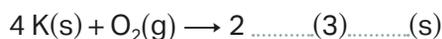
...

	E	N		H	I
G			J	L	M

- 5 Completa a seguinte tabela:

Elemento químico	Número atómico	Distribuição eletrónica	Grupo da TP	Período da TP
${}_{11}\text{Na}$				
___ K		$2 - 8 - 8 - 1$		
___ Ca	20			
___ F			17	2.º
${}_{10}\text{Ne}$				

- 6 Completa as equações com as fórmulas químicas dos produtos da reação.



## 1.3. Ligações químicas

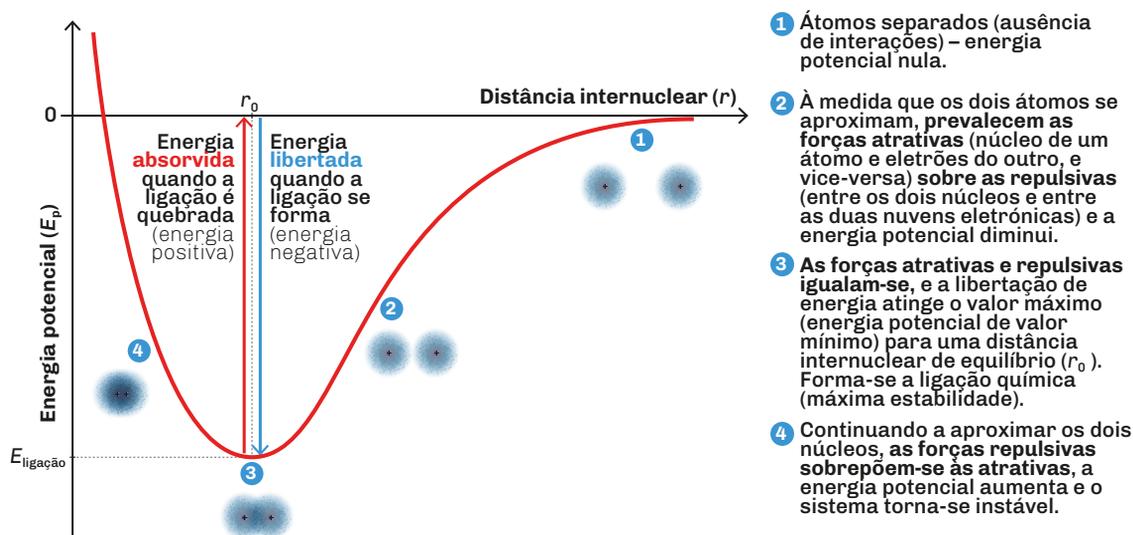
### 1.3.1. Ligação covalente

As **forças que unem os átomos** nas diferentes substâncias químicas designam-se por **ligações químicas**.

A formação de ligações químicas é um processo que aumenta a estabilidade de um sistema de dois ou mais átomos. A **molécula** que se forma na ligação é **eletricamente neutra**.

A ligação química resulta das atrações e repulsões eletrostáticas que envolvem elétrons e núcleos atômicos, conferindo aos átomos ligados uma menor energia do que se estivessem separados.

O gráfico da figura 16 representa a variação da energia potencial quando dois átomos se aproximam um do outro para estabelecerem uma ligação química, formando uma molécula diatômica.



**Fig. 16** Variação da energia potencial de uma molécula diatômica em função da distância entre os seus núcleos atômicos

Quando se estabelece um **equilíbrio entre as forças atrativas e repulsivas**, o sistema adquire a sua **maior estabilidade** e forma-se uma ligação química. A ligação é caracterizada por um **comprimento de ligação**,  $r_0$ , e por um valor de energia máxima libertada, **energia de ligação**,  $E_{\text{ligação}}$ .

A **ligação covalente** é um dos modelos de ligação que pressupõe partilha de pares de elétrons entre os átomos de elementos com tendência para captar elétrons: os **não metais**.



Vídeo  
Ligação  
covalente



## Notação de Lewis e regra do octeto

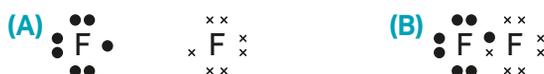
Um processo simples de prever a ligação entre dois átomos é através da **notação de Lewis**. De acordo com esta notação, cada **elétron de valência** é representado por um ponto (●) ou por uma cruz (x), colocado à volta do símbolo químico do elemento.

Elemento	Distribuição eletrónica	Número de eletrões de valência	Notação de Lewis
${}_1\text{H}$	1	1	H ●
${}_2\text{He}$	2	2	● He ●
${}_6\text{C}$	2 – 4	4	$\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \text{ C } \bullet \\ \bullet \end{array}$
${}_7\text{N}$	2 – 5	5	$\begin{array}{c} \bullet \bullet \\ \bullet \text{ N } \bullet \\ \bullet \end{array}$
${}_8\text{O}$	2 – 6	6	$\begin{array}{c} \bullet \bullet \\ \bullet \text{ O } \bullet \\ \bullet \bullet \end{array}$
${}_9\text{F}$	2 – 7	7	$\begin{array}{c} \bullet \bullet \\ \bullet \text{ F } \bullet \\ \bullet \bullet \end{array}$
${}_{17}\text{Cl}$	2 – 8 – 7	7	$\begin{array}{c} \bullet \bullet \\ \bullet \text{ Cl } \bullet \\ \bullet \bullet \end{array}$

**Tabela 8** Alguns exemplos da notação de Lewis.

Quando se estabelece uma ligação química, os átomos ficam, em geral, com o **número máximo de eletrões de valência** que pode ter o seu último nível de energia, isto é, **8 eletrões**, à exceção do átomo de hidrogénio, que só pode ter 2 eletrões, o que lhe dá maior estabilidade. Diz-se, por isso, que os átomos ligados satisfazem, em geral, a **regra do octeto** (existem exceções a esta regra).

Utilizando a **notação de Lewis**, pode verificar-se que, de acordo com a **regra de octeto**, os átomos de flúor **adquirem grande estabilidade** quando se ligam dois a dois, passando cada um deles a ter **8 eletrões de valência**. Assim, os **dois átomos de flúor partilham 2 eletrões**, ou seja, **um par de eletrões** (figura 17).



**Fig. 17** (A) Representação dos átomos de flúor separados, segundo a notação de Lewis. (B) Representação das moléculas de flúor, segundo a notação de Lewis.

De acordo com a regra do octeto, os átomos, quando estabelecem ligações, formando uma molécula, ficam, em geral, com 8 eletrões de valência (exceto o hidrogénio, que fica com 2), o que lhes dá maior estabilidade.



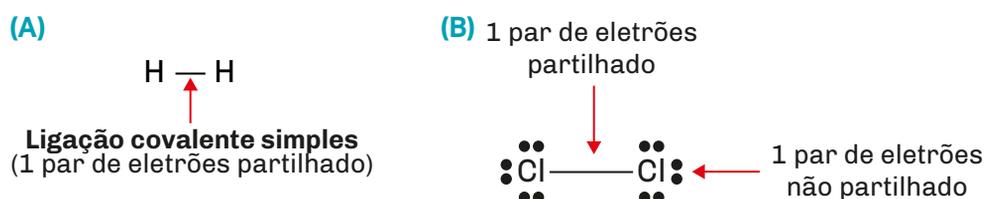
**Exercício**  
Notação de Lewis e regra do octeto

**Vídeo**  
A notação de Lewis e a regra do octeto



Nas fórmulas de estrutura, **um par de eletrões** de valência representa-se por **um traço**. Os **traços entre símbolos químicos** representam os **pares de eletrões partilhados**, também chamados de **eletrões ligantes**.

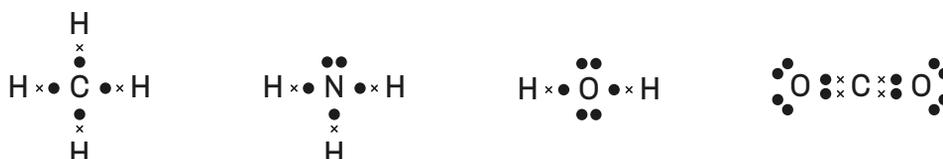
Os pares de **eletrões** de valência **não partilhados**, também chamados de **eletrões não ligantes**, geralmente são representados pelos **pontos** ou pelas **cruzes** da notação de Lewis, no entanto, também podem ser representados por **traços** à volta dos símbolos químicos (figura 18).



**Fig. 18** (A) Fórmula de estrutura da molécula de  $\text{H}_2$ . (B) Fórmula de estrutura da molécula de  $\text{Cl}_2$ .

As **fórmulas estruturais das moléculas** são fórmulas químicas que indicam o **modo como os átomos se encontram ligados entre si** numa molécula.

Podes verificar a regra do octeto no estabelecimento de ligações entre os átomos de algumas substâncias, como, por exemplo,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{CO}_2$  (figura 19).

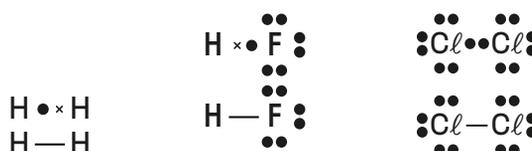


**Fig. 19** Representação das moléculas de  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{CO}_2$  pela notação de Lewis e verificação da regra do octeto.

### Ligação covalente simples

Viste que, no caso das **moléculas de hidrogénio**,  $\text{H}_2$ , e de **cloro**,  $\text{Cl}_2$ , as ligações covalentes entre os seus átomos se devem à **partilha de um par de eletrões**.

A ligação entre os átomos nestas duas moléculas chama-se **ligação covalente simples**. Esta ligação representa-se por **um traço entre os átomos dos símbolos químicos** dos átomos ligados. Observa o exemplo das ligações de  $\text{H}_2$ ,  $\text{HF}$  e  $\text{Cl}_2$  (figura 20).



**Fig. 20** Ligação covalente simples.

Numa **ligação covalente simples** é **partilhado um par de eletrões** por dois átomos.

### Ligação covalente dupla

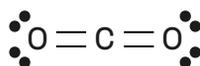
Quando dois átomos **partilham dois pares de eletrões**, isto é, **4 eletrões**, estabelece-se entre estes átomos uma **ligação covalente dupla**. Esta ligação representa-se por **dois traços** entre os símbolos químicos dos átomos ligados.

Por exemplo, na molécula de oxigénio,  $O_2$ , se utilizares a notação de Lewis, podes verificar que, de acordo com a regra do octeto, para ganhar maior estabilidade, os átomos de oxigénio partilham 4 eletrões ou seja, dois pares de eletrões. Portanto, estabelecem uma **ligação covalente dupla** (figura 21).



**Fig. 21** (A) Representação de Lewis de  $O_2$ . (B) Ligação covalente dupla da molécula de  $O_2$ .

Seguindo um raciocínio semelhante, podes verificar que o átomo de carbono, na **molécula de dióxido de carbono**, partilha **dois pares de eletrões** com cada um dos átomos de oxigénio, ou seja, **duas ligações covalentes duplas** (figura 22).



**Fig. 22** Representação das duas ligações duplas da molécula de  $CO_2$ .

### Ligação covalente tripla

Quando dois átomos **partilham três pares de eletrões**, isto é, **6 eletrões**, estabelece-se uma **ligação covalente tripla**. Esta ligação representa-se por **três traços** entre os símbolos químicos dos átomos ligados.

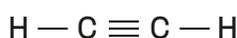
Por exemplo, na molécula de nitrogénio,  $N_2$ , podes verificar, utilizando a notação de Lewis, e de acordo com a regra do octeto, que os átomos ganham uma grande estabilidade quando partilham entre si 6 eletrões, ou seja, três pares de eletrões. Portanto, fazem uma **ligação covalente tripla** (figura 23).



**Fig. 23** (A) Representação de Lewis de  $N_2$ .

(B) Ligação covalente tripla da molécula de  $N_2$ .

Pelo mesmo raciocínio, podes verificar que, na molécula do etino, os átomos de carbono **partilham três pares de eletrões**, estabelecendo entre si uma **ligação covalente tripla** (figura 24).



**Fig. 24** Representação de uma ligação covalente tripla e duas ligações covalentes simples, na molécula de  $C_2H_2$  (etino).

### 1.3.2. Ligações polares e apolares

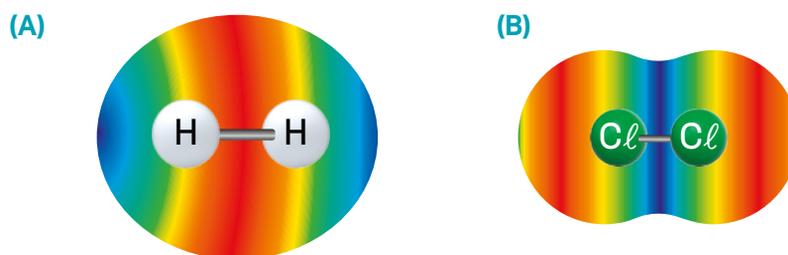
Quando dois átomos iguais se unem por ligações covalentes, **os elétrons partilhados rodeiam os dois núcleos de um modo igual**, isto é, a nuvem eletrónica é simetricamente distribuída pelos átomos envolvidos na ligação. A ligação diz-se **apolar**.

Porém, se os átomos forem diferentes, os **elétrons partilhados concentram-se mais em torno do núcleo de um dos átomos**, isto é, a nuvem eletrónica não é simétrica. A ligação diz-se **polar**.

**Ligação apolar** – os elétrons são igualmente partilhados pelos dois átomos.

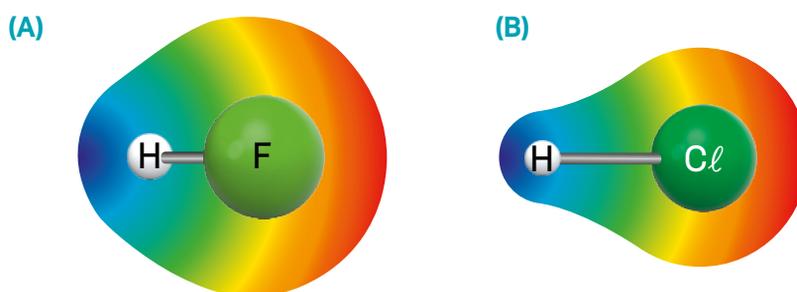
**Ligação polar** – os elétrons partilhados são mais atraídos para um dos átomos do que para o outro.

Uma **molécula diatómica**, como, por exemplo,  $H_2$  ou  $Cl_2$ , com uma ligação covalente simples apolar, é naturalmente uma **molécula apolar** (figura 25).



**Fig. 25** Ligação covalente apolar da molécula de: (A) hidrogénio,  $H_2$ ; (B) cloro,  $Cl_2$ .

Uma **molécula diatómica**, como, por exemplo,  $HF$  ou  $HCl$ , com uma ligação covalente simples polar, é naturalmente uma **molécula polar** (figura 26).



**Fig. 26** Ligação covalente polar da molécula de: (A) fluoreto de hidrogénio,  $HF$ ; (B) cloreto de hidrogénio,  $HCl$ .

Desta forma, pode concluir-se que:

- as **moléculas diatómicas homonucleares** são **apolares**, bem como as respetivas ligações químicas;
- as **moléculas diatómicas heteronucleares** são **polares**, bem como as respetivas ligações químicas.

A **polaridade de uma ligação** resulta de uma **assimetria na distribuição da nuvem eletrónica entre átomos ligados**.



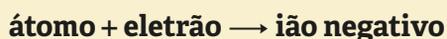
### 1.3.3. Ligação iónica

Os iões positivos e negativos resultam da perda ou do ganho de eletrões, respetivamente, pelos átomos, tal como aprendeste no 8.º ano.

O **ião positivo**, também chamado **catião**, forma-se a partir de um átomo, ou grupo de átomos, que perde um ou mais eletrões, ficando com défice de carga negativa e excesso de carga positiva.



O **ião negativo**, também denominado **anião**, forma-se a partir de um átomo, ou grupo de átomos, que capta um ou mais eletrões, ficando com excesso de carga negativa e défice de carga positiva.



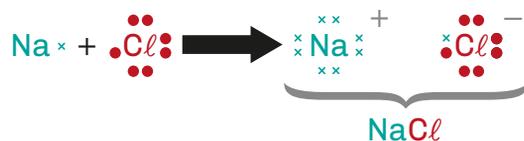
Os átomos de não metais podem estabelecer entre si ligações covalentes. Mas os átomos de não metais, com tendência a captar eletrões (iões negativos), podem estabelecer ligações com átomos de metais, com tendência a perder eletrões (iões positivos).

A ligação que se estabelece entre iões é uma **ligação iónica**.

A **fórmula química** das substâncias iónicas **indica a proporção** em que **os iões** positivos e negativos **se combinam**.

Por exemplo, na formação de cloreto de sódio,  $\text{NaCl}$ , que é eletricamente neutro, o átomo de sódio,  $\text{Na}$ , cede o seu eletrão de valência ao átomo de cloro,  $\text{Cl}$ , formando-se iões de sódio,  $\text{Na}^+$ , e iões cloreto,  $\text{Cl}^-$ . Estes iões são mais estáveis que os respetivos átomos, pois têm 8 eletrões de valência.

Como estes iões têm cargas elétricas opostas, vão atrair-se, e vai estabelecer-se uma ligação iónica entre os iões  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NaCl}$  (figura 27).



**Fig. 27** Formação da ligação iónica.

Os iões que são constituídos por um único átomo são chamados **monoatômicos**, como, por exemplo,  $\text{Ca}^{2+}$  ou  $\text{O}^{2-}$ , e os iões que apresentam mais do que um átomo na sua constituição denominam-se **poliatômicos**, como, por exemplo,  $\text{SO}_4^{2-}$  ou  $\text{NH}_4^+$ .



Vídeo  
Ligação iónica



Os íons que ganham ou perdem 1, 2, 3 e 4 elétrons podem classificar-se, quanto à sua carga, em **monovalentes**, **bivalentes**, **trivalentes** e **tetravalentes**, respetivamente.

Na tabela 9 estão representados alguns íons positivos e negativos.

Catiões		Aniões	
Alumínio	$Al^{3+}$	Brometo	$Br^{-}$
Amónio	$NH_4^{+}$	Carbonato	$CO_3^{2-}$
Cálcio	$Ca^{2+}$	Cloreto	$Cl^{-}$
Chumbo	$Pb^{2+}$	Cromato	$CrO_4^{2-}$
Cobre(II)	$Cu^{2+}$	Fluoreto	$F^{-}$
Ferro(III)	$Fe^{3+}$	Fosfato	$PO_4^{3-}$
Hidrogénio	$H^{+}$	Hidróxido	$HO^{-}$
Potássio	$K^{+}$	Nitrato	$NO_3^{-}$
Sódio	$Na^{+}$	Óxido	$O^{2-}$

**Tabela 9** Representação de alguns íons positivos e negativos.

Na **fórmula química** de uma substância iónica escreve-se **primeiro o íão positivo** e só depois o **íão negativo**. Os íons devem estar na proporção, de forma que a substância iónica seja eletricamente neutra.

O **nome da substância iónica** é composto primeiro pelo **nome do íão negativo** e só depois pelo **nome do íão positivo**.

Exemplos

Exemplo 1	Exemplo 2
<p><b>Substância iónica</b> formado por:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• íão sódio: <math>Na^{+}</math>;</li> <li>• íão cloreto: <math>Cl^{-}</math>.</li> </ul> <p>Escreve-se <b>primeiro o íão positivo</b> e depois <b>o íão negativo</b>: <math>Na^{+}Cl^{-}</math>.</p> <p>Neste caso, o número de cargas positivas é igual ao número de cargas negativas, e a soma algébrica das cargas é <b>nula</b>.</p> <p><b>Fórmula química</b>: <math>NaCl</math></p> <p><b>Nome da substância iónica</b> (escreve-se o nome do íão negativo e depois o nome do íão positivo): cloreto de sódio</p>	<p><b>Substância iónica</b> formado por:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• íão cobre: <math>Cu^{2+}</math>;</li> <li>• íão cloreto: <math>Cl^{-}</math>.</li> </ul> <p>Escreve-se <b>primeiro o íão positivo</b> e depois <b>o íão negativo</b>: <math>Cu^{2+}Cl^{-}</math>.</p> <p>Neste caso, o número de cargas <b>não é igual</b>. São necessários <b>dois íões negativos</b> para <b>cada íão positivo</b>, de modo que a soma das cargas seja nula.</p> <p>Escreve-se o número 2 à direita, ligeiramente abaixo do símbolo do íão negativo.</p> <p><b>Fórmula química</b>: <math>CuCl_2</math></p> <p><b>Nome da substância iónica</b>: cloreto de cobre</p>

### 1.3.4. Ligação metálica

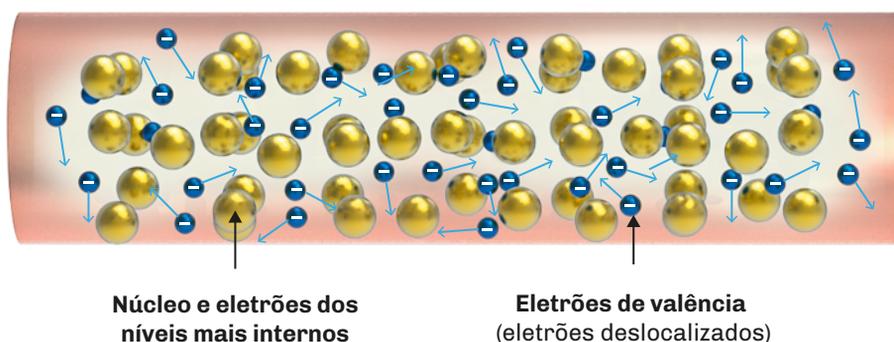
Os metais apresentam propriedades físicas macroscópicas que sugerem claramente um modelo especial para a ligação que une os seus átomos.

A **ligação metálica** encontra-se apenas nos metais sólidos, cujos átomos têm **pouca tendência para captar eletrões** e **poucos eletrões de valência**.

Nos metais, os átomos encontram-se dispostos em redes de átomos.

Como, nestas redes, os átomos se encontram próximo uns dos outros, os eletrões de valência de um átomo são atraídos, simultaneamente, pelos núcleos dos átomos vizinhos, podendo assim deslocar-se entre átomos, formando, no seu conjunto, um conjunto de **iões positivos** num **"mar de eletrões"**.

Segundo este modelo de ligação metálica, a união dos átomos na rede deve-se à partilha de eletrões de valência deslocalizados (figura 28). Os eletrões de valência não estão ligados a átomos específicos, mas deslocalizados por toda a rede, movendo-se em todas as direções e sendo partilhados por todos os átomos.



**Fig. 28** Ligação metálica – “mar de eletrões”.

É habitual afirmar-se que os metais são formados por **iões positivos** (núcleo e eletrões de camadas mais internas) “mergulhados” num **“mar de eletrões”** livres (eletrões de valência deslocalizados).

#### Exercício resolvido

1 Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

- (A) A ligação covalente é a ligação em que há partilha de eletrões por dois átomos.
- (B) Toda a ligação que se estabelece entre dois átomos, numa molécula, é uma ligação covalente.
- (C) Os átomos de metais estabelecem ligações covalentes.
- (D) A ligação que se estabelece entre o sódio e o cloro, é uma ligação iónica.

#### Resolução:

- (A) V;
- (B) F. Pode ser uma ligação metálica.
- (C) F. Estabelecem ligações metálica.
- (D) V.



**Exercício**  
Ligação metálica e compostos metálicos

**Vídeo**  
Ligação metálica



## Atividade prática 2: Condutividade elétrica de substâncias

### Descrição da experiência

A condutividade elétrica é uma das propriedades das substâncias. Verificar, experimentalmente, a condutividade elétrica.

### Material

- Pregos, madeira e plástico
- Cloreto de sódio (sal de cozinha)
- Sacarose (açúcar)
- Água destilada
- Água da torneira
- Álcool etílico
- Copos
- 1 pilha
- 1 amperímetro
- Fios de ligação
- Espátulas ou colheres pequenas
- Vidros de relógio

### Procedimento

- 1 Ligar os fios à pilha e ao amperímetro.
- 2 Colocar nos vidros de relógio os materiais sólidos.
- 3 Colocar em cada copo a água destilada, água da torneira, o álcool, a solução de cloreto de sódio e a solução de sacarose.
- 4 Testar a condutividade das amostras com o circuito elétrico.

**Nota:** Dissolver a mesma massa de cloreto de sódio e de açúcar na mesma quantidade de água destilada.

### Análise

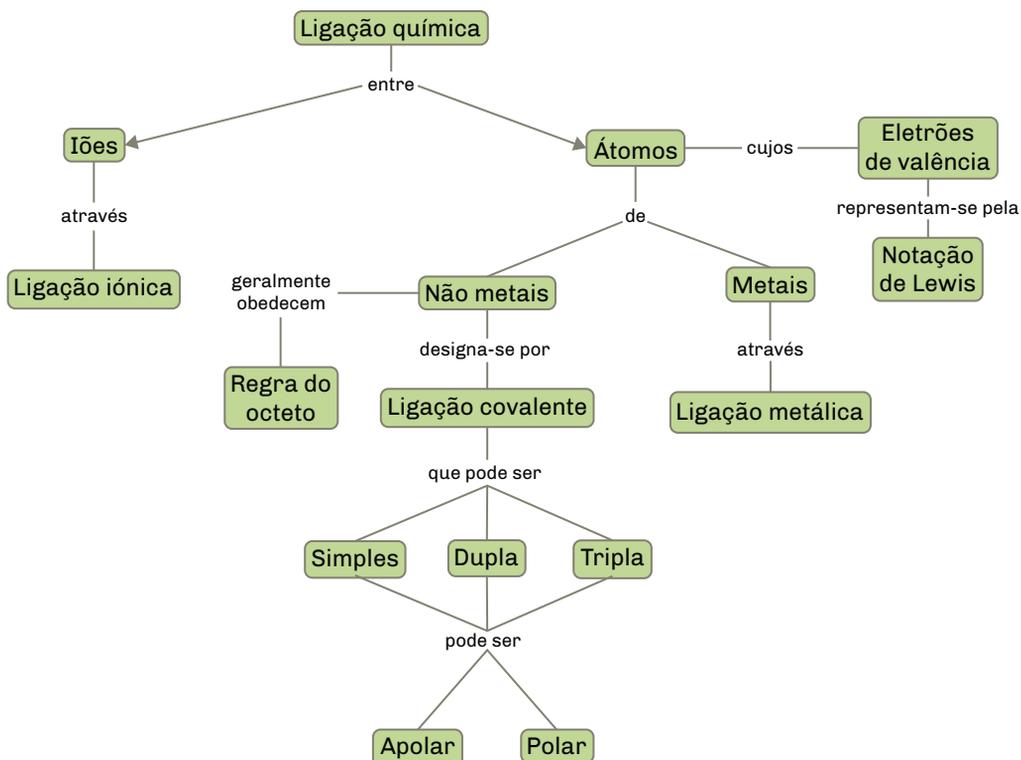
- Regista as tuas observações nas tabelas seguintes:

Materiais	Condução da corrente elétrica	Solubilidade	Materiais	Condução da corrente elétrica
Prego			Água destilada	
Madeira			Água da torneira	
Plástico			Álcool	
Cloreto de sódio			Solução de cloreto de sódio	
Açúcar			Solução de sacarose	

### Conclusão

- Por que razão alguns materiais conduzem a corrente elétrica e outros não?
- Por que razão a corrente elétrica observada no amperímetro é diferente?

## Mapa de conceitos

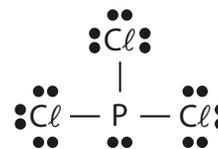


## Síntese de conteúdos

- Quando se estabelecem **ligações químicas**, a **energia das moléculas formadas é menor** do que a energia do conjunto dos átomos separados.
- O **tipo de ligação** – covalente, iónica e metálica – relaciona-se com a **posição dos elementos químicos** na **Tabela Periódica**.
- A **ligação covalente** estabelece-se por **partilha de eletrões** entre os átomos.
- As **ligações covalentes** podem ser **simples, duplas ou triplas**, conforme o número de eletrões que partilham os átomos ligados.
- A **ligação iónica** estabelece-se entre **iões positivos e negativos**.
- Os átomos de metais têm tendência a **perder eletrões** e os átomos de não metais têm tendência a **captar eletrões** de valência.
- A **fórmula química** de uma substância **iónica** indica a **proporção** em que os **iões positivos e negativos** se combinam.
- O modelo da **ligação metálica** afirma que os metais são formados por **iões positivos** mergulhados num **"mar de eletrões" livres**.

## Exercícios de aplicação

- 1 Considera a notação de Lewis da molécula de tricloreto de fósforo,  $PCl_3$ .



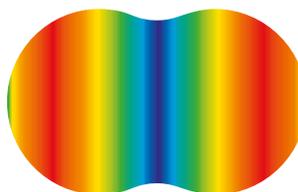
- 1.1. O que representam os pontos em volta dos símbolos químicos?
- 1.2. Quantos pares de eletrões participam em cada ligação fósforo-cloro?
- 1.3. Que tipo de ligação se estabelece entre os átomos?
- 1.4. Quanto à polaridade, a ligação P-Cl é polar ou apolar?

- 2 Observa a representação de Lewis da molécula de oxigénio.



- 2.1. Qual é a fórmula química da molécula?
- 2.2. Qual é o tipo de ligação química?
- 2.3. Indica o número de eletrões que participam na ligação química.
- 2.4. Indica o número de pares de eletrões que participam na ligação química.
- 2.5. Indica o número de eletrões que não participam na ligação química.
- 2.6. É uma ligação polar ou apolar?

- 3 Observa a imagem da distribuição de carga elétrica de uma molécula diatómica.



Justifica se é uma ligação polar ou apolar.

- 4 Considera as moléculas de dióxido de carbono,  $CO_2$ , e de cianeto de hidrogénio (ou ácido cianídrico), HCN.

- 4.1. Indica o número de eletrões de valência dos átomos existentes em cada uma das moléculas.
- 4.2. Representa, utilizando a notação de Lewis, a estrutura de cada molécula.
- 4.3. Qual é o número de eletrões que participa na ligação C-H da molécula HCN?
- 4.4. Quantos pares de eletrões não ligantes existem na molécula de  $CO_2$ ?



## 1.4. Geometria espacial das moléculas

Os átomos de uma molécula dispõem-se de modo a minimizar a sua energia, isto é, a minimizar as repulsões da molécula. À distribuição espacial dos átomos na molécula chama-se **geometria da molécula**.

A **geometria de uma molécula** corresponde ao arranjo tridimensional dos seus átomos, resultante da repulsão mínima entre os pares de eletrões ligantes e os pares de eletrões não ligantes, que conferem à molécula uma maior estabilidade.

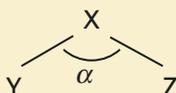
As repulsões mais significativas verificam-se entre os pares de eletrões da camada de valência, sejam ligantes ou não ligantes.

Admite-se que a **repulsão** entre pares de eletrões não ligantes (PNL) é superior à repulsão entre um par de eletrões não ligantes e um par de eletrões ligantes (PL) e que esta repulsão é superior à repulsão entre pares de eletrões ligantes.

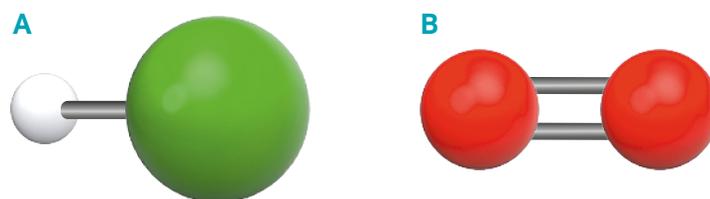
$$\text{PNL} - \text{PNL} > \text{PNL} - \text{PL} > \text{PL} - \text{PL}$$

Um outro parâmetro da geometria é o **ângulo de ligação**.

O ângulo de ligação é o menor ângulo ( $\alpha$ ) formado pela interseção das retas que unem o núcleo de um átomo central com os núcleos de dois outros átomos ligados a ele.



Todas as **moléculas diatómicas** são consideradas **moléculas lineares planas**, como se vê, por exemplo, na molécula de fluoreto de hidrogénio, HF, (figura 29A) ou na molécula de oxigénio, O<sub>2</sub> (figura 29B).



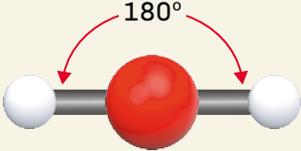
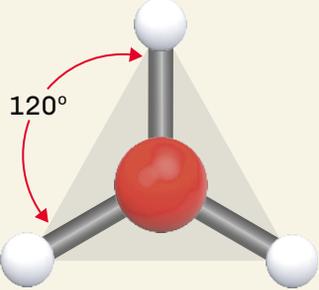
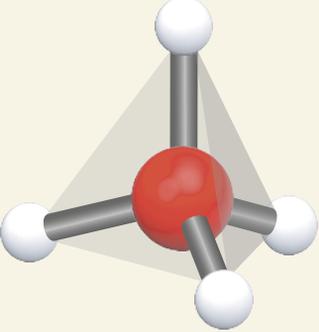
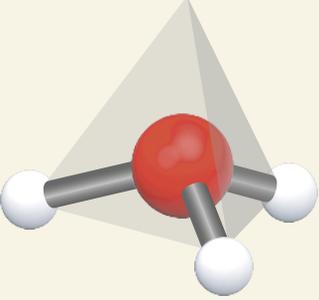
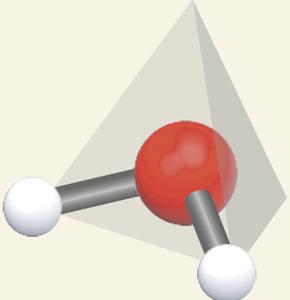
**Fig. 29** Moléculas diatómicas são lineares planas: (A) molécula de fluoreto de hidrogénio; (B) molécula de oxigénio.



Vídeo  
Geometria  
molecular



No caso de **moléculas de três ou mais átomos**, qual é a forma espacial dessa molécula?

Tipos de moléculas	Nome	Geometria molecular	Ângulo de ligação	Representação com modelos moleculares
$AX_2$	Dióxido de carbono, $CO_2$	Linear	$180^\circ$	
$AX_3$	Borano, $BH_3$	Triangular plana	$120^\circ$	
$AX_4$	Metano, $CH_4$	Tetraédrica	$109,5^\circ$	
	Amoníaco, $NH_3$	Piramidal trigonal	$107^\circ$	
	Água, $H_2O$	Angular	$104,5^\circ$	

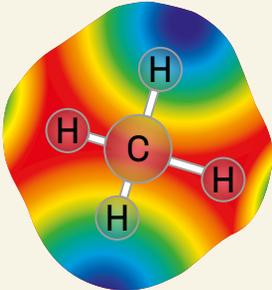
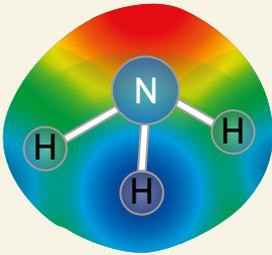
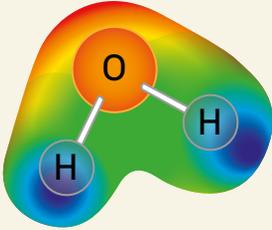
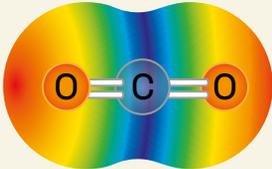
## 1.5. Polaridade das moléculas

De acordo com o número e tipo de átomos ligados ao átomo central, a molécula pode ser **apolar** ou **polar**.

Podes constatar que nem todas as moléculas com ligações polares são polares.

A **polaridade** da molécula depende da **assimetria** da distribuição da **carga elétrica** (densidade eletrónica) na molécula.

A tabela 10 resume e relaciona a geometria e a polaridade das moléculas poliatómicas já estudadas.

Molécula	Geometria	Distribuição da densidade eletrónica	Polaridade da molécula
Metano CH <sub>4</sub>	Geometria tetraédrica		A densidade eletrónica está simetricamente distribuída na molécula ↓ <b>Molécula apolar</b>
Amoníaco NH <sub>3</sub>	Geometria piramidal trigonal		A densidade eletrónica está deslocada para o átomo de nitrogénio ↓ <b>Molécula polar</b>
Água H <sub>2</sub> O	Geometria angular		A densidade eletrónica está deslocada para o átomo de oxigénio ↓ <b>Molécula polar</b>
Dióxido de carbono CO <sub>2</sub>	Geometria linear		A densidade eletrónica está simetricamente distribuída na molécula ↓ <b>Molécula apolar</b>

**Tabela 10** Geometria e polaridade de moléculas poliatómicas.

Numa **molécula apolar** há uma **distribuição simétrica da carga elétrica**, enquanto numa **molécula polar** há uma **distribuição assimétrica da carga elétrica**.

## 1.6. Sólidos covalentes

Os **sólidos covalentes** são substâncias constituídas por um agregado gigante de átomos que estabelecem entre si ligações covalentes, em toda a sua extensão.

O **diamante** e a **grafite** são dois exemplos muito conhecidos de substâncias covalentes, constituídas por **redes covalentes** de átomos de carbono.

O modo como os átomos de carbono se ligam entre si é diferente, o que lhes confere **propriedades diferentes**.

No diamante, os átomos dispõem-se numa estrutura tetraédrica rígida. Os átomos de carbono estão ligados aos átomos seguintes numa **estrutura única em todo o sólido**.

Esta estrutura faz com que o diamante seja **muito duro** e **mau condutor da corrente elétrica**. É utilizado na joalheria e, devido à sua dureza, em instrumentos de corte e perfuração.

Na **grafite**, os átomos de carbono ligam-se formando **estruturas hexagonais** planas, dispostas em planos paralelos. Cada átomo de carbono de um plano liga-se a três outros átomos de carbono do mesmo plano, por ligações covalentes simples.

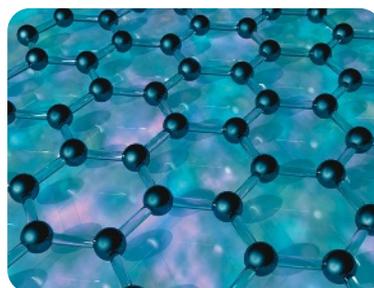
Entre os vários planos de átomos de carbono existem eletrões livres, que possuem grande mobilidade. Esta estrutura faz com que a grafite seja, por exemplo, **mole** e **boa condutora da corrente elétrica**. É utilizada no fabrico de lápis, em elétrodos de pilhas, entre outras aplicações.



**Fig. 31** Na grafite, os átomos dispõem-se em estruturas hexagonais, em camadas paralelas.

O **grafeno** é uma rede covalente de átomos de carbono ligados entre si por ligações covalentes simples, numa **estrutura hexagonal plana**. Corresponde a um dos planos na estrutura da grafite.

Entre as propriedades do grafeno podem ser referidas, por exemplo, a **elevada resistência** (cerca de 200 vezes superior à do aço), **condutibilidade elétrica**, **elasticidade** e **dureza**, entre outras.



**Fig. 32** O grafeno.

O **grafeno** é considerado a base estrutural de algumas substâncias elementares de carbono, como a grafite, os nanotubos de carbono e os fulerenos.

A **sílica** (ou óxido de silício) é um dos óxidos mais abundantes na crosta terrestre. A sílica é o principal componente da areia e a principal matéria-prima para a produção de vidro. Também é usada no fabrico de materiais diversos que se utilizam no dia a dia.



**Exercício**  
Redes covalentes de substâncias elementares

**Vídeo**  
Sólidos covalentes: diamante e grafite



**Fig. 30** Diamante – os átomos dispõem-se numa estrutura tetraédrica.

A **sílica** formada por cristais de quartzo, é uma substância de fórmula química  $\text{SiO}_2$ . Cada átomo de silício (Si) está ligado a quatro átomos de oxigênio (O) e cada átomo de oxigênio está ligado a dois átomos de silício, numa estrutura rígida que confere **grande dureza** à sílica. A sílica é um **mau condutor da corrente elétrica**.

### Substâncias moleculares

A matéria apresenta-se em três estados: sólido, líquido e gasoso.

Nos sólidos, as moléculas encontram-se dispostas de forma compacta e organizada, e a sua mobilidade é pequena. As forças entre as moléculas prevalecem sobre os movimentos moleculares.

Nos líquidos, as moléculas também se encontram dispostas de forma compacta, mais afastadas do que nos sólidos e menos organizadas. A sua mobilidade é muito maior do que nos sólidos, mas muito menor do que nos gases.

Sólidos e líquidos moleculares são compostos por moléculas que são mantidas juntas por forças intermoleculares.

Devido à natureza das interações intermoleculares, **os sólidos e líquidos moleculares têm baixa condutividade térmica e elétrica**. As moléculas estão relativamente próximas umas das outras, mas não possuem elétrons livres que possam transportar a corrente elétrica. Além disso, as forças intermoleculares não permitem uma transferência eficiente de energia térmica através da substância. Portanto, os sólidos e líquidos moleculares são, geralmente, isolantes térmicos e elétricos.

Os **pontos de fusão e de ebulição** dos sólidos e líquidos moleculares são influenciados pelas forças intermoleculares presentes na substância. Quanto mais fortes forem essas forças, maior será a temperatura necessária para as quebrar e mudar o estado da substância.

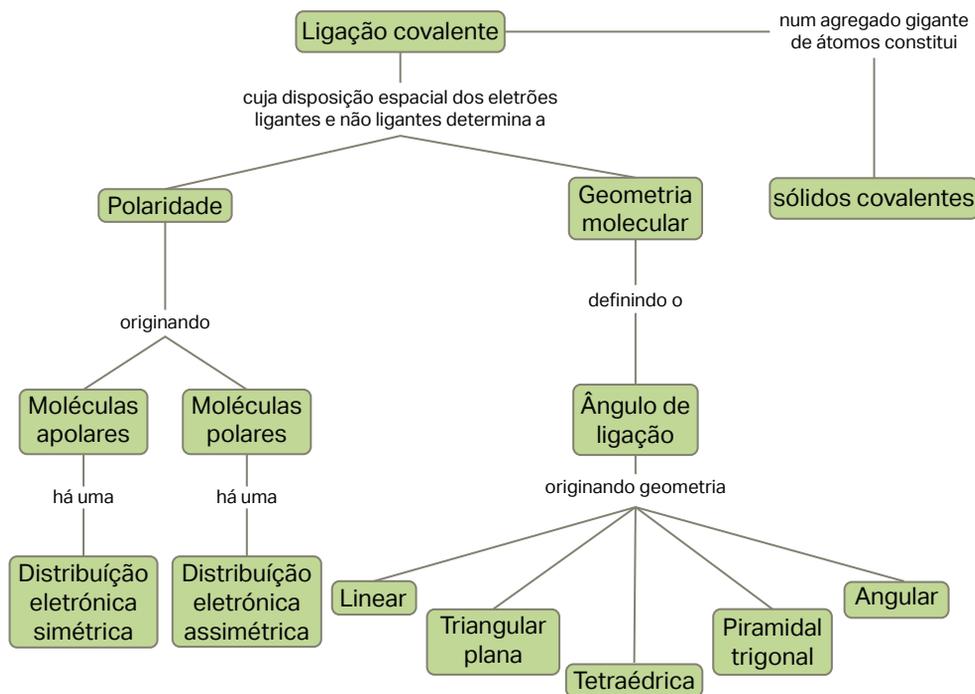
Em geral, os pontos de fusão e ebulição dessas substâncias são menores que os das substâncias iônicas.

A **solubilidade dos sólidos e líquidos moleculares** depende das interações intermoleculares entre as moléculas da substância e as moléculas do solvente. Se as forças intermoleculares entre as moléculas do soluto e as moléculas do solvente forem semelhantes em intensidade, a substância terá maior probabilidade de se dissolver.

Sólidos e líquidos moleculares que têm forças intermoleculares semelhantes às do solvente, geralmente, são solúveis. Por exemplo, açúcar é um sólido molecular solúvel em água, pois as ligações de hidrogênio entre as moléculas de sacarose e as moléculas de água são semelhantes em intensidade.

Por outro lado, se as forças intermoleculares entre o soluto e o solvente forem muito diferentes, a substância será insolúvel. Um exemplo comum é a gordura, que é um sólido molecular insolúvel em água.

## Mapa de conceitos

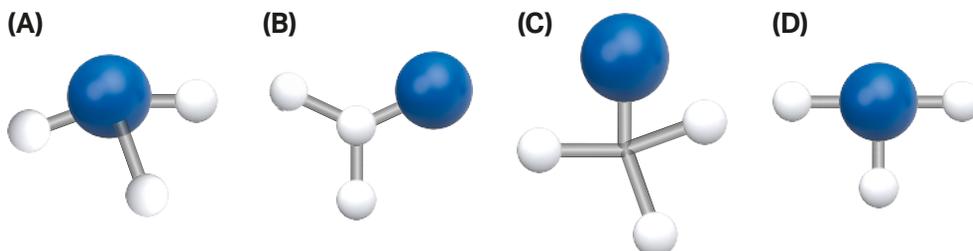


## Síntese de conteúdos

- A **geometria de uma molécula** corresponde ao arranjo tridimensional dos seus átomos, resultante da repulsão mínima entre os pares de eletrões ligantes e os pares de eletrões não ligantes, que conferem à molécula a maior estabilidade.
- O ângulo de ligação é o menor ângulo ( $\alpha$ ) formado pela interseção das retas que unem o núcleo de um átomo central com os núcleos de dois outros átomos ligados a ele.
- Uma ligação covalente entre átomos iguais é **apolar** e entre átomos diferentes é **polar**.
- As **moléculas** com distribuição simétrica de carga elétrica são **apolares** e as moléculas com distribuição assimétrica de carga elétrica são **polares**.
- As **substâncias covalentes** são substâncias constituídas por um agregado gigante de átomos que estabelecem entre si ligações covalentes, em toda a sua extensão.
- O **grafeno** é uma rede covalente de átomos de carbono ligados entre si por ligações covalentes simples, numa estrutura hexagonal.

## Exercícios de aplicação

- 1 Qual das opções seguintes pode representar um modelo tridimensional da molécula de  $\text{NH}_3$  que evidencie as ligações que se estabelecem entre os átomos?



- 2 O amoníaco é um composto molecular que se encontra em fase gasosa à temperatura ambiente e pressão normal. Qual é a geometria da molécula de amoníaco?

- 3 Considera as moléculas  $\text{CH}_4$ ,  $\text{BH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  representadas.

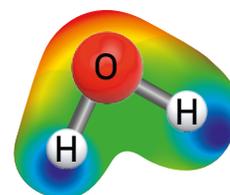


3.1. Indica o nome da geometria das moléculas representadas.

3.2. Quais destas moléculas são polares?

- 4 Qual é a geometria da molécula  $\text{CS}_2$ ?

- 5 Explica porque é que a molécula da água é polar, como se pode verificar pela figura.



- 6 A molécula de  $\text{CO}_2$  é...

- (A) ... polar e tem ligações covalentes polares.  
 (B) ... apolar e tem ligações covalentes polares.  
 (C) ... polar e tem ligações covalentes apolares.  
 (D) ... apolar e tem ligações covalentes apolares.

- 7 Comenta a afirmação seguinte quanto à sua validade científica:  
*No grafeno, as moléculas ligam-se por ligações covalentes.*

**8** Considera as seguintes substâncias: diamante, grafite, dióxido de carbono e gás cloro.

**8.1.** Quais delas são constituídas por redes covalentes?

**8.2.** Qual é a substância mais dura?

**8.3.** Qual é a substância boa condutora de corrente elétrica?

**9** Os sólidos diamante e grafite, constituídos apenas por átomos de carbono, têm propriedades muito diferentes.

**9.1.** Refere duas propriedades físicas que os distinguem.

**9.2.** Classifica as ligações que mantêm unidos os átomos de carbono no diamante e na grafite.

**9.3.** Indica em qual dos dois sólidos há eletrões com grande mobilidade.

**9.4.** Como se designam os dois sólidos?

**10** Considera as moléculas das substâncias a seguir representadas:

(A) Tetrafluoreto de carbono,  $\text{CF}_4$

(B) Dissulfeto de carbono,  $\text{CS}_2$

(C) Tricloreto de fósforo,  $\text{PCl}_3$

(D) Sulfureto de hidrogénio,  $\text{H}_2\text{S}$

**10.1.** Identifica o átomo central das moléculas apresentadas.

**10.2.** Representa as fórmulas de estrutura das moléculas consideradas.

**10.3.** Indica o número de pares de eletrões não ligantes em cada uma das moléculas.

**10.4.** Indica a geometria de cada molécula.

**10.5.** Classifica as moléculas consideradas quanto à sua polaridade.

**11** Seleciona a opção correta relativamente às moléculas diatómicas.

(A) Todas as moléculas homonucleares diatómicas são apolares.

(B) Todas as moléculas heteronucleares diatómicas são apolares.

(C) Todas as moléculas diatómicas são apolares.

(D) Todas as moléculas diatómicas são polares.

## 2. Estrutura e propriedades dos compostos orgânicos

Há cerca de dois séculos, as substâncias eram classificadas em inorgânicas, se a sua proveniência fosse mineral, e orgânicas, se tivessem origem em seres vivos.

O químico alemão Friedrich Wöhler conseguiu contradizer esta suposição, ao sintetizar em laboratório a ureia (composto orgânico) a partir de um composto inorgânico.

O **carbono** é o elemento central desse enorme número de compostos, que vão desde os constituintes dos seres vivos, aos medicamentos, aos alimentos, aos combustíveis fósseis e a tantos outros, essenciais ao ser humano.

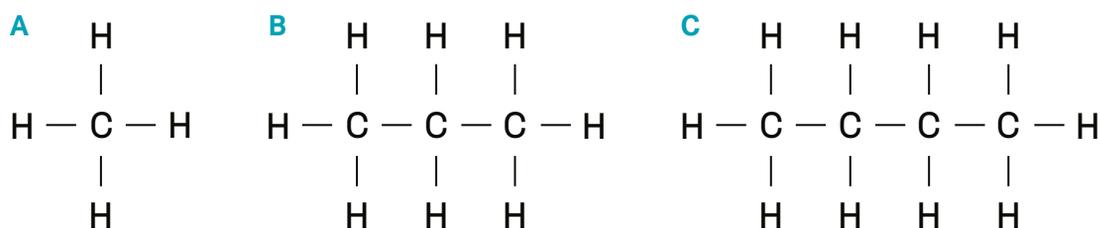


**Fig. 33** A importância da Química Orgânica.

A **Química do Carbono**, também conhecida como **Química Orgânica**, tem como objetivo estudar moléculas que têm na sua constituição átomos de carbono e outros ligados a ele.

Nos seres vivos, existe uma grande variedade de substâncias onde há **ligações covalentes** entre o átomo de carbono, o hidrogénio, o oxigénio, o nitrogénio e outros elementos químicos.

O metano (figura 34A) é o exemplo mais simples de uma molécula envolvendo carbono e outros elementos. As moléculas de propano (figura 34B) e de butano (figura 34C) são utilizadas como combustíveis.



**Fig. 34** Hidrocarbonetos: (A) metano; (B) propano; (C) butano.

## 2.1. Hidrocarbonetos

Os **hidrocarbonetos** são compostos constituídos exclusivamente por carbono e hidrogénio.

Nestes compostos, os átomos de carbono estabelecem ligações covalentes entre si e com os átomos de hidrogénio, podendo as suas moléculas atingir grandes dimensões.

Os **hidrocarbonetos** podem classificar-se em **saturados** e **insaturados**.

Nos **hidrocarbonetos saturados**, as ligações entre os átomos de carbono são todas **ligações covalentes simples**. Estes hidrocarbonetos são conhecidos como **alcanos**.

Na tabela 11 encontram-se os exemplos dos quatro hidrocarbonetos saturados mais simples, de cadeia aberta.

Nome do alcano	Fórmula molecular	Fórmula de estrutura	Modelo molecular
Metano	CH <sub>4</sub>	<pre>       H         H — C — H               H           </pre>	
Etano	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	<pre>       H   H             H — C — C — H                   H   H           </pre>	
Propano	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	<pre>       H   H   H                 H — C — C — C — H                       H   H   H           </pre>	
Butano	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	<pre>       H   H   H   H                     H — C — C — C — C — H                           H   H   H   H           </pre>	

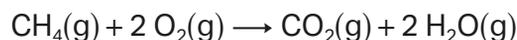
**Tabela 11** Alcanos de cadeia aberta.



Os hidrocarbonetos saturados, os alcanos, são muito utilizados como combustíveis, nos fogões de cozinha, no aquecimento e na indústria.

Por combustão completa destes hidrocarbonetos, formam-se dióxido de carbono e vapor de água, libertando-se grandes quantidades de energia.

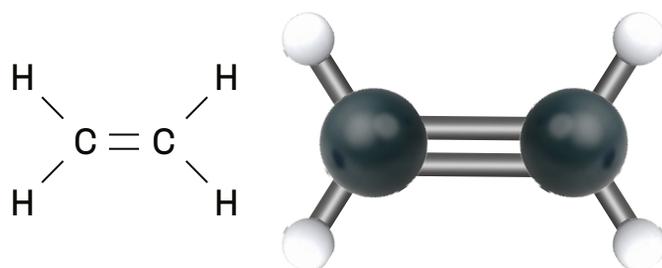
É o caso, por exemplo, da combustão do metano,  $\text{CH}_4$ :



Nos **hidrocarbonetos insaturados**, há **ligações covalentes duplas e/ou triplas** entre os átomos de carbono, ou seja, ligações múltiplas.

Os **alcenos** são hidrocarbonetos que apresentam uma **ligação covalente dupla** entre átomos de carbono.

O alceno mais simples é o eteno,  $\text{C}_2\text{H}_4$ , também conhecido como etileno (figura 35), muito utilizado na indústria química, no fabrico de plásticos (figura 36), designadamente polietilenos, têxteis, etc. É responsável pelo amadurecimento de frutos e pode ser utilizado para forçar o seu amadurecimento. O eteno é usado como anestésico, em intervenções cirúrgicas.



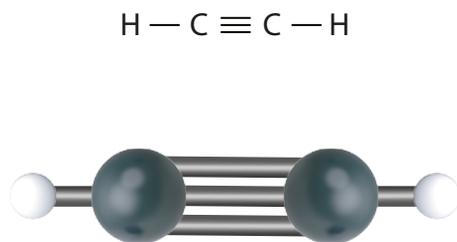
**Fig. 35** Eteno,  $\text{C}_2\text{H}_4$ .



**Fig. 36** Aplicação do eteno.

Os **alcinos** são hidrocarbonetos que apresentam uma **ligação covalente tripla** entre átomos de carbono.

O alcino mais simples é o etino,  $\text{C}_2\text{H}_2$ , também conhecido por acetileno (figura 37). O etino é muito utilizado na indústria química, na produção de ácido acético e outros compostos de carbono. É também muito utilizado em maçaricos de oxiacetileno (figura 38), para soldar e cortar metais.



**Fig. 37** Etino,  $\text{C}_2\text{H}_2$ .



**Fig. 38** Maçarico de oxiacetileno.

É um produto inflamável e pode ser tóxico para o ser humano e para o meio ambiente, se não for utilizado conforme as recomendações. O principal risco é a capacidade de reagir com o oxigênio do ar, principalmente em locais confinados, o que pode provocar sintomas de anoxia (falta de oxigênio no cérebro) o que leva à perda de consciência, à incapacidade de gritar ou de se movimentar e até à morte.

**Hidrocarbonetos saturados**

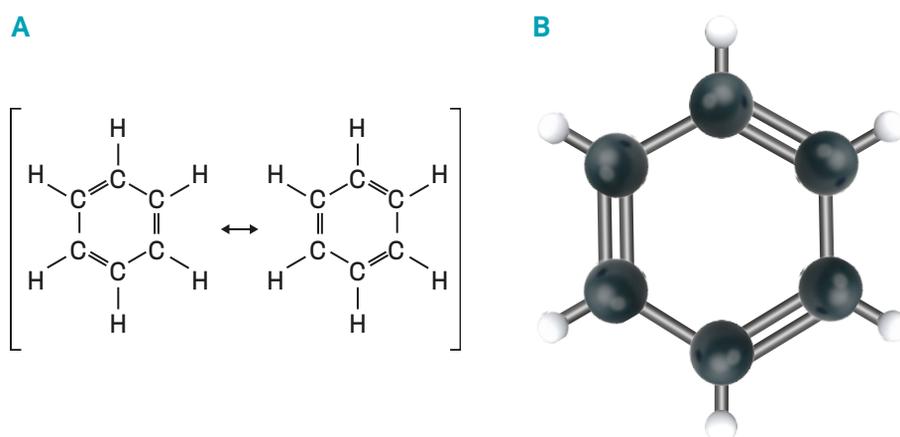
As ligações entre os átomos de carbono são todas ligações covalentes simples.

**Hidrocarbonetos insaturados**

As ligações entre os átomos de carbono são ligações covalentes duplas e/ou triplas.

Os hidrocarbonetos podem apresentar estruturas moleculares diversas: em formato de cadeia linear ou em cadeia fechada, que são os hidrocarbonetos cíclicos.

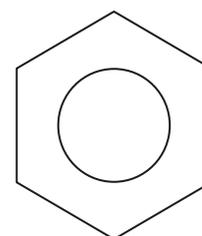
O **benzeno**,  $C_6H_6$ , é um hidrocarboneto de cadeia cíclica insaturado, constituído por um anel com seis átomos de carbono (figura 39).



**Fig. 39** (A) Fórmula de estrutura do benzeno. (B) Modelo molecular 3D do benzeno.

Os elétrons das três ligações duplas consideram-se deslocalizados pelos seis átomos de carbono. Por isso, é habitual representar o benzeno como na figura 40.

É uma substância usada como solvente de iodo, enxofre, ceras, etc., e utilizada como matéria-prima na produção de muitos compostos orgânicos importantes, como o fenol, a anilina, o trinitrotolueno, os plásticos, a gasolina, a borracha sintética e as tintas.



**Fig. 40** Representação habitual do benzeno.

O benzeno é líquido, inflamável, incolor e tem um aroma doce e agradável. No entanto, é tóxico: os vapores emitidos, quando inalados, causam tontura, dores de cabeça e até mesmo inconsciência; é cancerígeno.

## Exercício resolvido

Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

- (A) Na Natureza, o carbono só se encontra na composição de seres vivos.
- (B) O carbono é um elemento químico que constitui todos os seres vivos.
- (C) Os elementos químicos hidrogénio, oxigénio e nitrogénio também fazem parte da composição dos seres vivos.
- (D) O carbono é o elemento químico mais abundante em número de átomos nos seres vivos.
- (E) Os compostos orgânicos são constituídos pelos elementos carbono e hidrogénio.

### Resolução:

- (A) F, o carbono encontra-se na composição de muitos materiais, como por exemplo, plásticos;
- (B) V;
- (C) V;
- (D) F, o elemento mais abundante nos seres vivos é o oxigénio (ver página 42);
- (E) F, os compostos orgânicos além do carbono e do hidrogénio são constituídos por outros átomos, como por exemplo o oxigénio e o nitrogénio.

## 2.2. Grupos funcionais

Além dos hidrocarbonetos, existem muitos outros compostos orgânicos. Estes incluem, além do carbono e do hidrogénio, átomos de oxigénio, nitrogénio, enxofre e halogéneos.

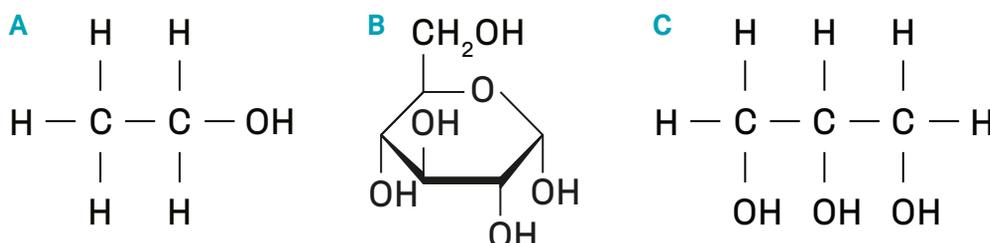
Esses átomos formam **grupos funcionais** que são característicos de certas famílias de compostos orgânicos (tabela 12).

Elementos presentes	Família de compostos orgânicos
Oxigénio	Álcoois, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos
Nitrogénio	Aminas
Enxofre	Tiocompostos
Halogéneos (F, Cl, Br, I)	Haloalcanos

**Tabela 12** Elementos presentes em algumas famílias de compostos orgânicos.

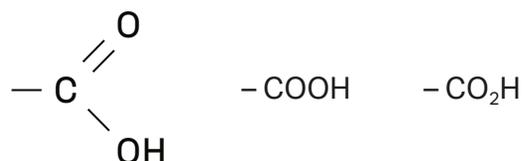
A família do álcool inclui um ou mais **grupos hidroxilo**, – OH.

O álcool mais conhecido é o álcool etílico, que existe nas bebidas e no álcool sanitário. Segundo a IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) denomina-se etanol. Os açúcares, como, por exemplo, a glicose, constituem uma classe de compostos que, além de outros grupos funcionais, apresentam inúmeros grupos característicos de álcoois. Outro álcool muito usado é o glicerol, em cosméticos, por exemplo (figura 41).

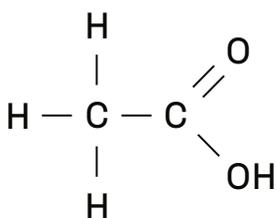


**Fig. 41** Moléculas: (A) etanol; (B) glicose; (C) glicerol.

Os ácidos carboxílicos têm o grupo funcional **carboxilo**, que se pode representar de diferentes modos:



O ácido acético é o ácido existente no vinagre (figura 42).



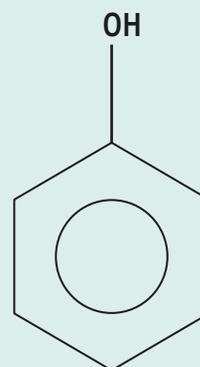
**Fig. 42** Ácido acético.

## Exercício

- 1 Na figura, está representada a fórmula de estrutura da molécula presente em muitos medicamentos.

Esta substância pertence à família...

- (A) ... dos aldeídos.  
(B) ... das aminas.  
(C) ... das cetonas.  
(D) ... dos álcoois.



### Atividade prática 3: Produção de sabão com óleo usado

#### Descrição da experiência

A produção de sabão é uma reação de saponificação que consiste na reação de hidrólise de ésteres de ácidos gordos em meio alcalino. O sabão pode ser produzido a partir de óleo alimentar usado. Para além de se reciclar o óleo, evita-se que seja descartado no solo ou na água, contribuindo para a preservação do ambiente.

#### Material

- 1 kg de hidróxido de sódio (soda cáustica)
- 2 ℓ de água
- 4 ℓ de óleo frito (exceto de peixe)
- 1 ℓ de álcool etílico
- Filtro
- Recipiente de plástico
- Colher de pau
- Recipiente ou formas de silicone

#### Procedimento

- 1 Filtrar o óleo.
- 2 Misturar no recipiente de plástico 1 kg de hidróxido de sódio e 2 ℓ de água quente, até dissolver totalmente.
- 3 Adicionar 4 ℓ de óleo e mexer até obter uma mistura homogénea e consistente.
- 4 Transferir a mistura para o recipiente que servirá de forma.
- 5 Deixar secar, pelo menos, 24 horas. Depois cortar do tamanho desejado.

**Nota:** Deves usar luvas e material de proteção.

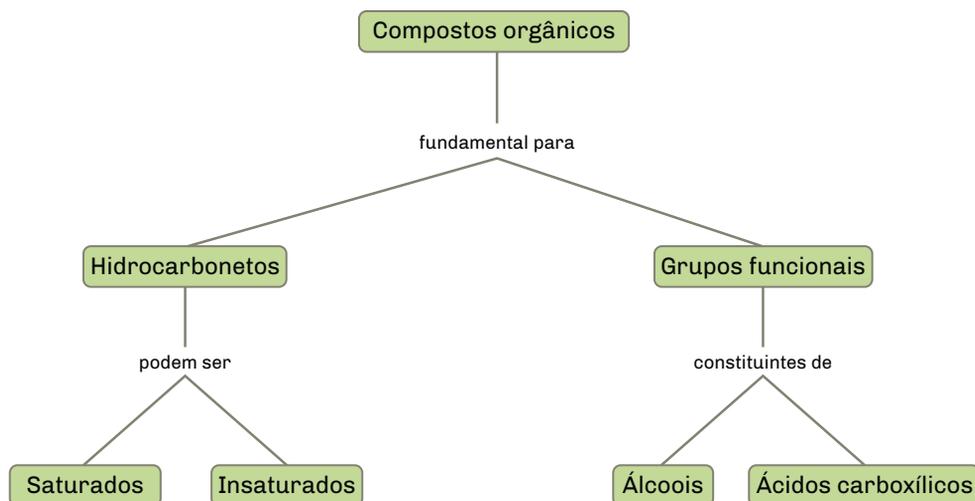
#### Análise

- Observa as transformações e as reações que ocorrem durante o processo de elaboração do sabão.

#### Conclusão

- O sabão que se formou é polar ou apolar?
- Porque é que o sabão é um bom produto de limpeza?
- Que reação ocorreu?
- Quais são as vantagens da utilização de óleos já usados?

## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- O **carbono** é o elemento químico que entra na composição de todos os seres vivos.
- Nos **seres vivos** existe uma grande variedade de substâncias, nas quais o **carbono** estabelece **ligações covalentes** com átomos de elementos como o **hidrogênio**, o **oxigênio** e o **nitrogênio**.
- Os **hidrocarbonetos** são compostos de carbono constituídos unicamente pelos elementos **carbono** e **hidrogênio**.
- Nos **hidrocarbonetos saturados** ou **alcanos**, todas as ligações entre átomos de carbono são **covalentes simples**.
- Nos **hidrocarbonetos insaturados**, as ligações entre átomos de carbono são **covalentes duplas e/ou triplas**.
- Os **alcenos** são hidrocarbonetos insaturados de cadeia aberta que apresentam uma **ligação covalente dupla** entre átomos de carbono.
- Os **alcinos** são hidrocarbonetos insaturados de cadeia aberta que apresentam uma **ligação covalente tripla** entre átomos de carbono.
- A família dos **álcoois** inclui um ou mais **grupos hidroxilo**, – OH.
- Os **ácidos carboxílicos** têm o grupo funcional **carboxilo**, – COOH.

## Exercícios de aplicação

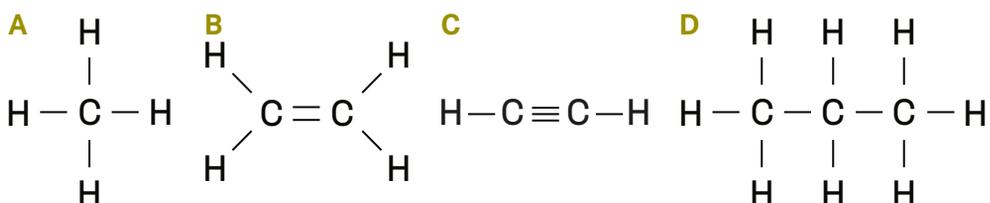
**1** O petróleo e o gás natural são constituídos, essencialmente, por hidrocarbonetos.

**1.1.** O que são hidrocarbonetos?

**1.2.** Selecciona as fórmulas que correspondem a hidrocarbonetos.

(A)  $C_6H_6$       (B) CO      (C)  $H_2SO_3$       (D)  $CH_4$       (E)  $C_4H_{10}$

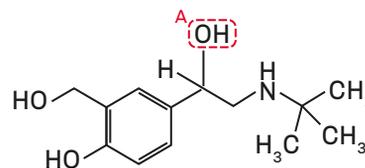
**2** Considera as fórmulas de estrutura dos seguintes hidrocarbonetos:



**2.1.** Indica, pela respetiva letra, os hidrocarbonetos saturados e os insaturados.

**2.2.** Escreve a fórmula molecular de cada um dos hidrocarbonetos.

**3** O salbutamol é indicado no tratamento da asma brônquica e está presente em medicamentos sob a forma de solução solúvel para equipamentos de aerossóis ou nebulizadores.



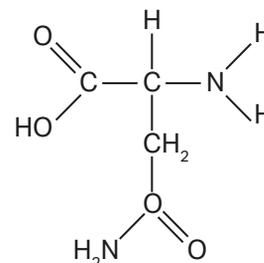
**3.1.** Identifica o grupo funcional assinalado com a letra A.

**3.2.** Será o salbutamol um composto orgânico saturado ou insaturado? Justifica.

**4** O primeiro aminoácido a ser descoberto foi a asparagina, que está representada na figura.

**4.1.** Assinala na figura o grupo funcional dos ácidos.

**4.2.** Indica o nome do grupo funcional da família dos ácidos carboxílicos.



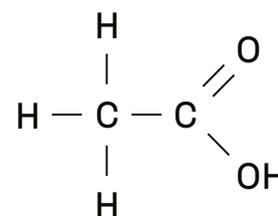
**5** Observa a fórmula de estrutura do ácido acético.

**5.1.** Indica a fórmula molecular.

**5.2.** O ácido acético é um hidrocarboneto? Justifica.

**5.3.** Qual é o nome da família representada?

**5.4.** Qual é o nome do grupo funcional representado?



## TEMA 1

### página 15

- (A) V; (B) F; (C) V; (D) F.
- Porque a sua constituição é diferente.
1. O valor da carga elétrica do núcleo é +1.
2. O valor da carga elétrica da nuvem eletrônica é -1.
3. O núcleo do átomo B é constituído por 6 prótons e 6 neutrões.
4. O maior dos átomos é o B.
5. O átomo de maior massa é o B.
- 4.1.  $M_r(\text{O}_3) = 48,00$
- 4.2.  $M_r(\text{HCl}) = 36,46$
- 4.3.  $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,08$
5. (1) positiva; (2) núcleo; (3) carga elétrica; (4) núcleo; (5) eletrões; (6) negativa.

### página 21

Representação simbólica	Z	A	P	$e^-$	N
${}^{23}_{11}\text{Na}$	11	23	11	11	12
${}^{56}_{26}\text{Fe}$	26	56	26	26	30
${}^{40}_{20}\text{Ca}$	20	40	20	20	20
${}^{80}_{35}\text{Br}$	35	80	35	35	45
${}^{39}_{19}\text{K}^+$	19	39	19	18	20
${}^{19}_{9}\text{F}^-$	9	19	9	10	10
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	12	24	12	10	12
${}^{16}_{8}\text{O}^{2-}$	8	16	8	10	8

- 2.1. Três elementos químicos.
- 2.2. B e C.
- 2.3. 17 prótons e 18 neutrões.
3.  $A_r(\text{Cl}) = 35,45$
4. O isótopo mais abundante deverá ser o árgon-40, porque o valor da massa atômica relativa aproxima-se mais do valor da massa do isótopo árgon-40.

### página 29

1. 1 - prótons; 2 - neutrões; 3 - núcleo; 4 - eletrões; 5 - nuvem; 6 - probabilidade; 7 - eletrões; 8 - camadas; 9 - níveis; 10 - 2; 11 - 8; 12 - 18.
2. (A) V; (B) F; (C) F; (D) V.
3. (A) 2; (B) 2 - 3; (C) 2 - 8; (D) 2 - 8; (E) 2 - 8 - 8 - 1; (F) 2 - 8 - 8.
- 4.1. O átomo X tem 9 eletrões e o átomo Y tem 12 eletrões.
- 4.2. X;  $\text{Y}^{2+}$ .

### página 35

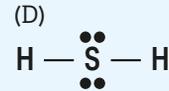
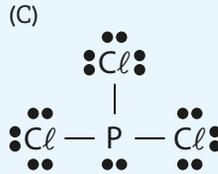
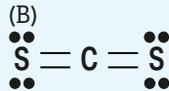
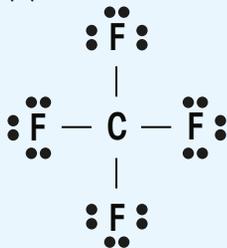
- 1.1. (B) e (E).
- 1.2. Grupo 1 - metais alcalinos; Grupo 17 - halogéneos.
- 1.3. 7 períodos.
- 1.4. 2 elementos químicos.
- 1.5. 2 eletrões de valência.
- 1.6. 3 níveis de energia.

### página 44

1. (A) F; (B) F; (C) V; (D) V; (E) V; (F) F.
2. (1) elementos; (2) crescente; (3) número; (4) grupo; (5) eletrões; (6) período; (7) igual; (8) níveis; (9) eletrões; (10) igual; (11) eletrões; (12) átomos; (13) monopositivos; (14) átomos; (15) dipositivos; (16) átomos; (17) aumenta; (18) diminuir.



4. Geometria linear.  
 5. É uma molécula polar porque há uma distribuição assimétrica de carga elétrica.  
 6. (B).  
 7. A afirmação é incorreta em termos científicos, porque o grafeno não é constituído por moléculas, mas apenas por átomos. A afirmação deveria ser: "No grafeno, os átomos ligam-se por ligações covalentes".  
 8.1. O diamante e a grafite.      8.2. O diamante.      8.3. A grafite.  
 9.1. Diamante – sólido muito duro e mau condutor elétrico; Grafite – sólido quebradiço e bom condutor elétrico.  
 9.2. Ligações covalentes simples.      9.3. Grafite.      9.4. Substâncias covalentes.  
 10.1. (A) Carbono; (B) Carbono; (C) Fósforo; (D) Enxofre.  
 10.2. (A)



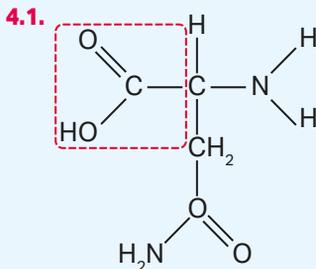
- 10.3. (A) 12 pares; (B) 4 pares; (C) 10 pares; (D) 2 pares.  
 10.4. (A) Tetraédrica; (B) Linear; (C) Piramidal trigonal; (D) Angular.  
 10.5. (A) Apolar; (B) Apolar; (C) Polar; (D) Polar.  
 11. (A).

## página 71

1. (D).

## página 74

- 1.1. Hidrocarbonetos são substâncias constituídas apenas por hidrogénio e carbono.  
 1.2. A, D e E.  
 2.1. Saturados: A e D; insaturados: B e C.      2.2. A – CH<sub>4</sub>; B – C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>; C – C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>; D – C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>.  
 3.1. Grupo hidroxilo.  
 3.2. É um composto insaturado, porque apresenta um benzeno, que é um hidrocarboneto de cadeia cíclica insaturado.



- 4.2. Grupo carboxilo.  
 5.1. C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>  
 5.2. Não é um hidrocarboneto, porque não é só constituído por hidrogénio e carbono.  
 5.3. Ácido carboxílico.  
 5.4. Grupo carboxilo.

2



# Forças e interações

1. Corpos em movimento
2. Fundamentos da dinâmica
3. Força e fluidos
4. Momento linear e impulso de uma força



# Objetivos de aprendizagem

No final deste tema deverás ser capaz de:

- Concluir que a indicação da posição de um corpo exige um referencial.
- Distinguir instante de intervalo de tempo e determinar intervalos de tempos.
- Definir trajetória de um corpo e classificá-la em retilínea ou curvilínea.
- Referir as condições em que um corpo é considerado ponto material.
- Distinguir movimento de repouso e concluir que estes conceitos são relativos.
- Definir a posição como a abcissa em relação à origem do referencial.
- Analisar situações em que as posições de um ponto material são apresentadas em função do tempo, por meio de esquemas, de tabelas e gráficos.
- Interpretar tabelas e gráficos de posição-tempo para trajetórias retilíneas com movimentos realizados no sentido positivo, podendo a origem das posições coincidir ou não com a posição no instante inicial.
- Concluir que um gráfico de posição-tempo não contém informação sobre a trajetória de um corpo.
- Definir distância percorrida como o comprimento da trajetória, entre duas posições, em movimentos retilíneos ou curvilíneos sem inversão de sentido.
- Distinguir, para movimentos retilíneos, a posição de um corpo num certo instante da distância percorrida num certo intervalo de tempo e do deslocamento escalar num certo intervalo de tempo.
- Definir rapidez média e velocidade escalar média, indicar a respetiva unidade SI e aplicar a definição em movimentos com trajetórias retilíneas ou curvilíneas, incluindo a conversão de unidades.
- Ter a noção da velocidade instantânea e indicar que o seu valor pode ser medido com um velocímetro.
- Definir aceleração e referir a sua respetiva unidade no Sistema Internacional.
- Determinar valores de aceleração escalar média para movimentos retilíneos, a partir de valores de velocidade e intervalos de tempo, ou de tabelas e gráficos velocidade-tempo, e resolver problemas que usem esta grandeza.
- Ter a noção de aceleração instantânea.
- Compreender o significado e a importância dos conceitos de velocidade e aceleração para o estudo e a descrição de movimentos.
- Caracterizar o movimento retilíneo uniforme.
- Estabelecer e aplicar as leis horárias do movimento retilíneo e uniforme e resolver problemas baseando-se nestas leis.
- Representar graficamente as leis horárias do movimento retilíneo e uniforme.
- Determinar o deslocamento escalar através do gráfico velocidade-tempo no movimento retilíneo uniforme.

- Determinar o valor da velocidade através do gráfico posição-tempo no movimento retilíneo uniforme.
- Representar uma força por um vetor, caracterizá-la pela direção, sentido e intensidade, indicar a unidade SI e medi-la com um dinamómetro.
- Identificar as forças como o resultado da interação entre corpos, concluindo que atuam sempre aos pares, em corpos diferentes, enunciando a lei da ação-reação (Terceira Lei de Newton) e identificando pares ação-reação.
- Referir os diferentes tipos de forças: força gravítica, de atrito, de tensão, etc.
- Interpretar a Lei Fundamental da Dinâmica (Segunda Lei de Newton), relacionando a direção e o sentido da resultante de forças e da aceleração e identificando a proporcionalidade direta entre os valores destas grandezas.
- Associar a inércia de um corpo à sua massa e concluir que corpos com diferentes massas têm diferentes acelerações sob a ação de forças de igual intensidade.
- Interpretar a Lei da Inércia (Primeira Lei de Newton).
- Indicar que um fluido é um material que flui: líquido ou gás.
- Concluir, com base nas leis de Newton, que existe uma força vertical dirigida para cima sobre um corpo, quando este flutua num fluido (impulsão), e medir o valor registado num dinamómetro, quando um corpo nele suspenso é imerso num líquido.
- Verificar a Lei de Arquimedes numa atividade laboratorial e aplicar essa lei em situações do dia a dia.
- Determinar a intensidade da impulsão a partir da massa ou do volume de líquido deslocado (usando a definição de massa volúmica), quando um corpo é nele imerso.
- Definir o momento linear de uma partícula material e referir a sua unidade no Sistema Internacional.
- Determinar o impulso de força constante e o de uma força variável.
- Referir e aplicar a Lei da Variação do Momento Linear.



## 1. Corpos em movimento

### 1.1. Descrição de um movimento

Para descrever o **movimento de um corpo**, isto é, a sua **mudança de posição ao longo do tempo**, é necessário conhecer as sucessivas posições que o corpo vai ocupando relativamente a um **referencial**.

#### Referencial

Quando te encontras no interior de um autocarro em movimento (figura 1), estarás em repouso ou em movimento? Para responderes a esta questão, precisas de definir um **referencial**.

Enquanto te encontras sentado no interior do autocarro, estás em repouso relativamente ao motorista, bem como a qualquer pessoa, pois a tua posição relativamente a ele não se altera, durante o movimento. No entanto, enquanto estás sentado no teu lugar, o autocarro move-se (e tu com ele) em relação a uma pessoa que esteja na paragem à tua espera. Assim, **dependendo do referencial escolhido, poderás estar em repouso ou em movimento**. Estás em repouso relativamente ao motorista, mas em movimento relativamente à pessoa que está na paragem à tua espera. A partir da conceção do referencial, podes perceber que movimento e repouso são conceitos relativos, pois o que está em movimento para um observador num determinado referencial pode estar em repouso para outro observador, e vice-versa.



**Fig. 1** No interior do autocarro, estarás em repouso ou em movimento?

O estado de repouso ou de movimento depende do referencial escolhido.

Para **estudar qualquer movimento, é necessário escolher sempre um referencial**.

Um corpo está em movimento sempre que a sua posição varia em relação a um dado referencial. Havendo ausência de movimento relativamente a um certo referencial, o corpo está em repouso.

No estudo do movimento podemos reduzir o corpo em estudo a um **ponto material**. Considera-se que o **ponto material** representa o corpo, cujas dimensões podem ser desprezadas e não afetam o estudo do movimento. Desta forma, substituímos o corpo por um único ponto. A esse ponto associamos toda a massa do corpo.

Alguns exemplos em que podemos considerar o corpo com um ponto material são: a Terra movendo-se em torno do Sol; um caminhão que viaja entre duas cidades; um automóvel que se desloca numa autoestrada ou nas rodovias entre localidades; um barco que se move ao longo de um rio, etc.

## Trajectoria

Havendo ausência de movimento relativamente a um certo referencial, o corpo está em repouso.

Dois amigos, para se deslocarem da posição A para a posição B, ou vice-versa, na Cidade da Praia, podem ir por dois caminhos diferentes, tal como indicado na figura 2. A linha que une todas as posições por onde cada um deles passa chama-se **trajectoria**. O formato da trajetória depende do referencial de observação.

Uma trajetória pode ser classificada em **trajectoria retilínea**, como a assinalada a vermelho, ou **trajectoria curvilínea**, como a assinalada a azul. Por exemplo, as trajetórias de A até B e de B até C classificam-se de **trajectorias retilíneas**, enquanto a trajetória de C até D, que corresponde ao contorno da rotunda, se classifica de **trajectoria curvilínea**.

A trajetória de um corpo é uma linha imaginária que une as posições sucessivas ocupadas por um corpo (ou pelo ponto material que o representa).

A trajetória pode ser classificada em trajetória retilínea ou trajetória curvilínea.



**Fig. 2** Trajetória retilínea e trajetória curvilínea.

Atualmente, existe uma tecnologia de localização por satélite que permite encontrar o caminho para um determinado local e saber a velocidade e a direção do seu deslocamento. Trata-se do Sistema de Posicionamento Global, mais conhecido pela sigla

GPS (em inglês, *Global Positioning System*). É um sistema de orientação que utilizamos nos automóveis ou até mesmo nos telemóveis (figura 3) que serve para localizar o teu posicionamento sobre a superfície terrestre indicando a trajetória para o lugar que pretendes visitar.



Fig. 3 Sistema de GPS.



Vídeo  
Posição, tempo e distância percorrida



## Instante e intervalo de tempo

Ao descreveres o movimento de um corpo, além de falares nas posições que o corpo vai ocupar sucessivamente, referes-te também ao tempo.

Quando consideras a posição de um corpo em movimento, deves associá-la ao **instante**,  $t$ , em que ele ocupa essa posição.

Se falas do tempo que decorre enquanto o corpo passa de uma posição para outra, estás a referi-te a um **intervalo de tempo**,  $\Delta t$ , que é igual à diferença entre o **instante final**,  $t_f$ , e o **instante inicial**,  $t_i$ . A unidade no Sistema Internacional (SI) de tempo é o **segundo**, s.

**intervalo de tempo = instante final – instante inicial**

$$\Delta t = t_f - t_i$$

## Distância percorrida ou espaço percorrido

No movimento de um corpo, podes medir a **distância percorrida** ou o **espaço percorrido**, que é o comprimento da trajetória descrita por esse corpo entre duas posições.

A **distância percorrida**,  $s$ , é uma grandeza escalar, pois é uma grandeza que fica completamente caracterizada pelo seu valor. A unidade SI é o **metro**, m.

Na figura 4 podes ver as sucessivas posições que um ciclista vai ocupando ao longo do tempo, à medida que se afasta em linha reta de um poste que se tomou como origem do referencial.

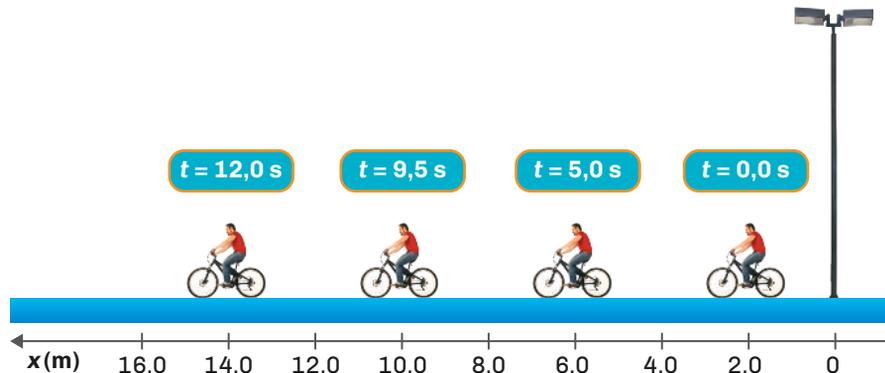


Fig. 4 Posições de um ciclista relativamente a um poste (referencial).

Pela observação da figura, podes concluir que:

- a **trajetória** do ciclista é **retilínea**;
- o ciclista está em **movimento** relativamente ao poste;
- a **posição** do ciclista, num determinado instante, corresponde à coordenada do ponto onde o mesmo se encontra em relação à origem do referencial;
- a **distância percorrida** pelo ciclista entre as posições  $x = 2,0$  m e  $x = 14,0$  m foi 12,0 m, isto é,  $s = 12,0$  m.

A distância percorrida por um corpo no seu movimento entre duas posições é o comprimento da trajetória do corpo entre essas duas posições.

A partir da figura 4 podes construir uma tabela como a que se segue.

Tempo, $t$ (s)	Posição do ciclista relativamente à origem do referencial, $x$ (m)
0	2,0
5,0	6,0
9,5	10,0
12,0	14,0

**Tabela 1** Posições sucessivas ocupadas pelo ciclista em função do tempo.

Nota que as diferentes posições ocupadas pelo ciclista no seu movimento são dadas em relação ao poste, que se tomou como origem do referencial. Assim, por exemplo:

- no instante  $t = 5,0$  s, o ciclista estava na posição  $x = 6,0$  m;
- no instante  $t = 9,5$  s, o ciclista estava na posição  $x = 10,0$  m.

A partir dos valores da tabela 1, podes, por exemplo, determinar a distância percorrida entre dois instantes, isto é, num determinado intervalo de tempo.

Por exemplo:

- entre o **instante**  $t = 0$  s e o **instante**  $t = 5,0$  s, a distância percorrida pelo ciclista foi  $s = 6,0 - 2,0 \Leftrightarrow s = 4,0$  m;
- no **intervalo de tempo**  $[5,0; 12,0]$  s, a distância percorrida pelo ciclista foi  $s = 14,0 - 6,0 \Leftrightarrow s = 8,0$  m.

Durante o movimento, ou seja, durante os 12,0 s, como o ciclista apenas se movimentou num só sentido, a distância total é dada pela soma das distâncias calculadas. Assim,  $s = 4,0 + 8,0 \Leftrightarrow s = 12,0$  m.

## Exercício resolvido

Considera um automóvel que se move em linha reta, com inversão de sentido, relativamente a um sinal de trânsito. A tabela ao lado mostra, em função do tempo, as sucessivas posições que o automóvel ocupa no seu movimento relativamente ao sinal de trânsito.

Tempo, $t$ (s)	Posição do automóvel relativamente ao sinal de trânsito $x$ (m)
0	10,0
5,0	16,0
12,0	40,0
20,0	10,0

- 1.1 Classifica a trajetória descrita pelo automóvel no seu movimento.
- 1.2 Indica a posição do automóvel nos instantes  $t = 5,0$  s e  $t = 20,0$  s.
- 1.3 Indica a distância percorrida no intervalo de tempo de  $t = 5,0$  s a  $t = 20,0$  s. Supõe que a inversão de sentido ocorreu aos 12,0 s.

### Resolução:

- 1.1 A trajetória descrita pelo automóvel é uma trajetória retilínea, pois, de acordo com o enunciado, este move-se em linha reta.
- 1.2 A posição do automóvel nos instantes  $t = 5,0$  s é  $x = 16,0$  m e  $t = 20,0$  s é  $x = 10,0$  m.
- 1.3 No intervalo de tempo de  $t = 5,0$  s a  $t = 12,0$  s, o automóvel deslocou-se da posição  $x = 16,0$  m para a posição  $x = 40,0$  m em linha reta, no sentido positivo do referencial. Depois, inverteu o sentido e deslocou-se até à posição 10,0 m, percorrendo mais 30,0 m, no sentido negativo. A distância total percorrida  $s = 24,0 + 30,0 = 54,0$  m.

## Deslocamento

Quando se estuda um movimento, é importante distinguir a **distância percorrida** sobre a trajetória de uma outra grandeza que apenas indica a mudança de posição – o **deslocamento**. Estas duas grandezas físicas são diferentes e não devem ser confundidas.

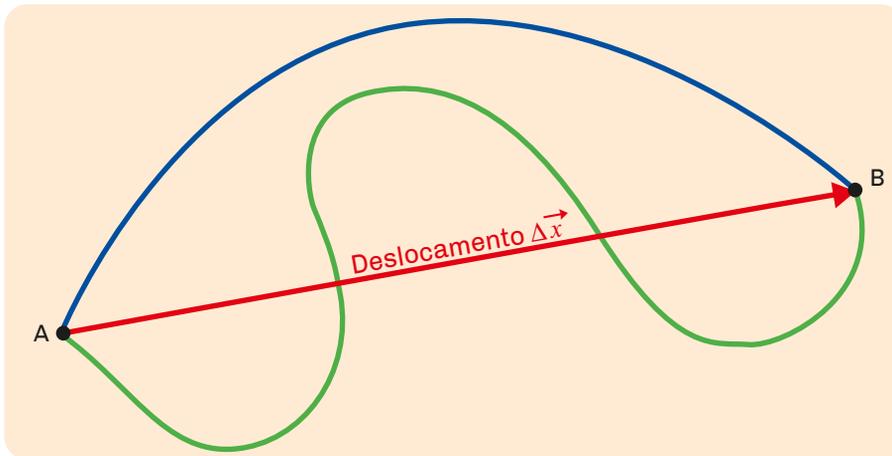
Enquanto que para conhecer a distância percorrida por um corpo no seu movimento entre duas posições é necessário conhecer a sua trajetória, para conhecer o deslocamento de um corpo não é necessário conhecê-la, pois o **deslocamento** apenas **depende das posições inicial e final**.

Para compreenderes melhor esta diferença, considera o movimento de um corpo entre os pontos A e B da figura 5, por duas trajetórias distintas, representadas uma a azul e outra a verde.

Pela observação da figura 5, podes concluir que a distância percorrida pelo corpo depende da trajetória. A distância percorrida é maior na trajetória a verde.

Contudo, independentemente da sua trajetória, o corpo sofre um **deslocamento**, entre a posição A, **posição inicial**, e a ponto B, **posição final**.

O **deslocamento**,  $\Delta\vec{x}$ , é uma **grandeza vetorial**, tal como se indica na figura 5, com a seta a vermelho, e representado sempre em linha reta.



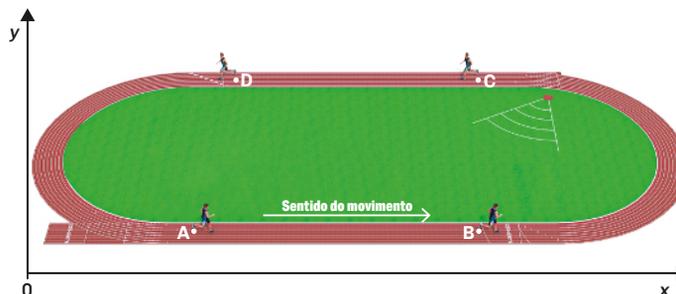
**Fig. 5** A distância percorrida (linhas verde e azul) e o deslocamento.

Assim sendo, o deslocamento fica completamente caracterizado quando se indica o seu **ponto de aplicação**, a sua **direção**, o seu **sentido** e o seu **valor**.

- **Ponto de aplicação:** na sua posição inicial;
- **Direção:** a da reta que une a posição inicial à posição final;
- **Sentido:** da posição inicial para a posição final;
- **Valor:** o valor do deslocamento, **deslocamento escalar**,  $\Delta x$ , pode ser obtido pela diferença entre a posição final,  $x_f$ , e a posição inicial,  $x_i$ .

$$\Delta x = x_f - x_i$$

Considera um atleta a treinar numa pista de atletismo (figura 6).



**Fig. 6** Um atleta a treinar numa pista de atletismo.

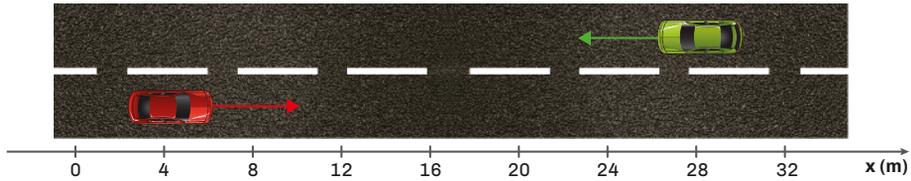
Da **posição A para a posição B**, o deslocamento escalar é **positivo**,  $\Delta x > 0$ .

Da **posição C para a posição D**, o deslocamento escalar é **negativo**,  $\Delta x < 0$ .

Quando o atleta dá uma volta completa, ou seja, da **posição A** (posição inicial) passando pelas posições B, C e D, até chegar novamente à **posição A** (posição final), o deslocamento é **nulo**,  $\Delta x = 0$ , porque  $x_f = x_i$ .

### Exercício resolvido

Na figura podes ver dois automóveis que se deslocam na mesma estrada em linha reta, mas em sentidos opostos.



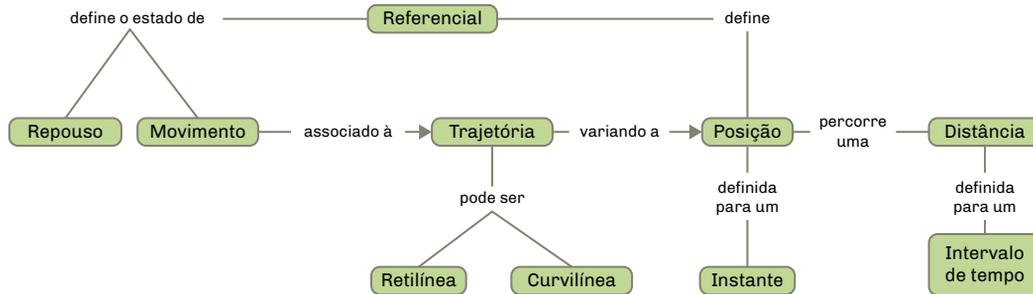
- 1.1 Determina o deslocamento escalar,  $\Delta x$ , do automóvel vermelho no seu movimento, da posição  $x = 4,0$  m para a posição  $x = 20,0$  m.
- 1.2 Determina o deslocamento escalar,  $\Delta x$ , do automóvel verde no seu movimento, da posição  $x = 28,0$  m para a posição  $x = 12,0$  m.
- 1.3 Determina a distância percorrida,  $s$ , pelo automóvel vermelho no seu movimento, da posição  $x = 4,0$  m para a posição  $x = 20,0$  m.
- 1.4 Determina a distância percorrida,  $s$ , pelo automóvel verde no seu movimento, da posição  $x = 28,0$  m para a posição  $x = 12,0$  m.

#### Resolução:

- |     |                                  |   |
|-----|----------------------------------|---|
| 1.1 | $x_i = 4,0$ m<br>$x_f = 20,0$ m  | Fórmula: $\Delta x = x_f - x_i$<br>$\Delta x = 20,0 - 4,0 \Leftrightarrow \Delta x = 16,0$ m  |
| 1.2 | $x_i = 28,0$ m<br>$x_f = 12,0$ m | Fórmula: $\Delta x = x_f - x_i$<br>$\Delta x = 28,0 - 12,0 \Leftrightarrow \Delta x = -16,0$ m  |
| 1.3 | $x_i = 4,0$ m<br>$x_f = 20,0$ m  | A trajetória do automóvel vermelho é uma linha reta. Assim, o comprimento da trajetória da posição $x_i = 4,0$ m para a posição $x_f = 20,0$ m é $s = 16,0$ m<br>$s = 20,0 - 4,0 \Leftrightarrow s = 16,0$ m                              |
| 1.4 | $x_i = 28,0$ m<br>$x_f = 12,0$ m | A trajetória do automóvel verde é uma linha reta. Assim, o comprimento da trajetória da posição $x_i = 28,0$ m para a posição $x_f = 12,0$ m é $s = 16,0$ m.<br>Nota que o comprimento da trajetória tem de ser sempre um valor positivo. |

O deslocamento,  $\Delta \vec{x}$ , é uma grandeza vetorial, independente da trajetória, dependendo apenas das posições inicial e final ocupadas pelo corpo no seu movimento.

## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- O estado de **repouso** ou de **movimento** depende do **referencial** escolhido.
- Um corpo está em **movimento** sempre que a sua posição varia em relação a um dado referencial.
- No estudo do movimento, um corpo pode ser reduzido a um **ponto material**.
- A **trajetória** de um corpo é uma linha imaginária definida pelo conjunto de posições sucessivas que o corpo ocupa no seu movimento.
- As trajetórias podem ser classificadas em **trajetórias retilíneas** (horizontal e/ou vertical) ou **trajetórias curvilíneas**.
- Qualquer posição de um corpo pode ser associada ao **instante  $t$**  que lhe corresponde.
- A diferença entre os instantes final e inicial chama-se **intervalo de tempo,  $\Delta t$** .
- A **distância percorrida** ou **espaço percorrido**,  $s$ , por um corpo no seu movimento entre duas posições é o comprimento da trajetória do corpo entre essas duas posições.
- O **deslocamento**,  $\Delta \vec{x}$ , é uma grandeza vetorial independente da trajetória, dependendo apenas das posições inicial e final ocupadas pelo corpo no seu movimento.
- O deslocamento fica completamente caracterizado quando se indica o seu **ponto de aplicação**, a sua **direção**, o seu **sentido** e o seu **valor**.
- O valor do deslocamento, **deslocamento escalar**,  $\Delta x$ , pode ser obtido pela expressão:  $\Delta x = x_f - x_i$ .

## Exercícios de aplicação

**1** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

- (A) Para descrever o movimento de um corpo, é necessário conhecer as sucessivas posições que o corpo vai ocupando ao longo do tempo, relativamente a um referencial.
- (B) O estado de repouso ou de movimento de um corpo não depende do referencial escolhido.
- (C) Um corpo pode estar em movimento em relação a um referencial e em repouso em relação a outro referencial.

**2** Completa corretamente as seguintes frases:

- (A) Conhecer a \_\_ (1) \_\_ de um corpo é importante, pois o \_\_ (2) \_\_ da trajetória do corpo entre duas posições permite-nos obter a \_\_ (3) \_\_ percorrida por esse corpo entre as duas \_\_ (4) \_\_.
- (B) A distância percorrida ou \_\_ (5) \_\_ percorrido por um corpo no seu movimento entre duas posições corresponde ao comprimento da \_\_ (6) \_\_ do corpo entre estas mesmas duas posições.

**3** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

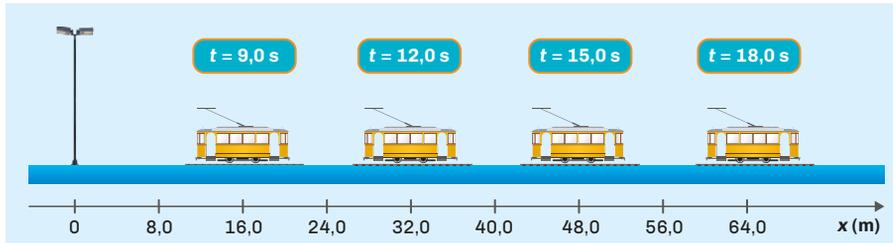
- (A) A distância percorrida por um corpo depende da trajetória.
- (B) A distância percorrida por um corpo é uma grandeza vetorial e a sua unidade SI é o quilómetro.
- (C) O deslocamento é uma grandeza escalar e a sua unidade SI é o metro.
- (D) Se um corpo estiver em repouso relativamente a um referencial, o deslocamento do corpo nesse referencial é zero.

**4** Foram registadas na tabela ao lado as posições de um automóvel, numa rua que é reta, em vários instantes.

- 4.1.** Qual é a trajetória descrita pelo carro?
- 4.2.** Indica a posição do automóvel nos instantes  $t = 5,0$  s e  $t = 20,0$  s.
- 4.3.** Determina a distância percorrida no intervalo de tempo de  $t = 5,0$  s a  $t = 25,0$  s.

$t$ (s)	$x$ (m)
0	50,0
5,0	100,0
15,0	150,0
20,0	150,0
25,0	200,0

- 5 Na figura podes ver, ao longo do tempo, as sucessivas posições que um elétrico vai ocupando à medida que se afasta em linha reta de um poste que se tomou como referencial.



- 5.1. Classifica a trajetória do elétrico no seu movimento, em relação ao poste.
- 5.2. Indica a posição do elétrico no instante  $t = 12,0$  s.
- 5.3. Indica em que instante o elétrico se encontra na posição  $x = 16,0$  m.
- 5.4. Determina a distância percorrida,  $s$ , pelo elétrico no intervalo de tempo de  $t = 9,0$  s a  $t = 18,0$  s.
- 5.5. Determina o deslocamento escalar,  $\Delta x$ , do elétrico no intervalo de tempo de  $t = 12,0$  s a  $t = 15,0$  s.
- 5.6. Indica o sentido do deslocamento do elétrico no intervalo de tempo de  $t = 9,0$  s a  $t = 18,0$  s.

- 6 Aos domingos de manhã, o Leonardo e a Joana costumam passear no parque com o seu bebé. Uma vez no parque, a Joana empurra o carrinho de bebé, enquanto o Leonardo fica sentado na relva a ler o jornal.

Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

- (A) Relativamente ao Leonardo, a Joana está em movimento e o bebé está parado.
- (B) Relativamente à Joana, o bebé encontra-se em repouso.
- (C) Relativamente ao Leonardo, a Joana e o bebé estão em repouso.
- (D) Relativamente à Joana, o bebé está em repouso e o Leonardo está em movimento.
- (E) Relativamente ao bebé, quer o Leonardo quer a Joana estão em repouso.

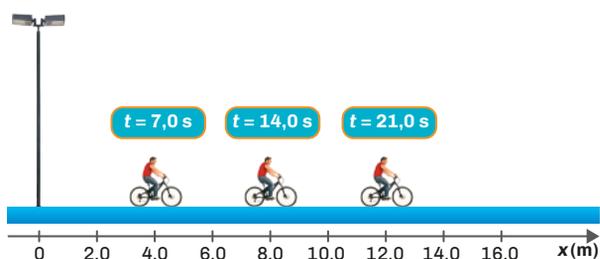
- 7 Completa corretamente as seguintes frases:

- (A) A \_\_(1)\_\_ percorrida ou \_\_(2)\_\_ percorrido é uma grandeza escalar, pois é uma grandeza que fica completamente caracterizada pelo seu \_\_(3)\_\_.
- (B) O \_\_(4)\_\_ é uma grandeza vetorial e, assim, apenas fica completamente caracterizado quando se indica o seu valor, o seu ponto de \_\_(5)\_\_, a sua \_\_(6)\_\_ e o seu \_\_(7)\_\_.

## 1.2. Gráficos posição-tempo

Para **descreveres o movimento de um corpo**, podes utilizar **imagens**, que mostram as posições que o corpo ocupa ao longo do tempo, ou **tabelas**, nas quais se regista a posição ocupada pelo corpo em sucessivos instantes, ou, ainda, **gráficos**.

A figura 7 e a tabela 2 correspondem ao movimento retilíneo de um ciclista que se afasta de um poste que se tomou como referencial.



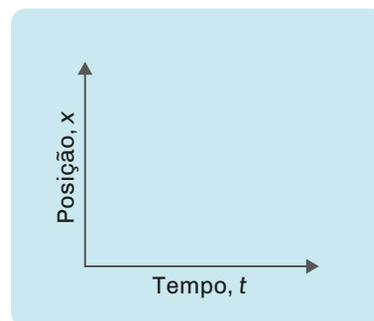
**Fig. 7** Posição de um ciclista relativamente a um poste.

Tempo, $t$ (s)	$x$ (m)
7,0	4,0
14,0	8,0
21,0	12,0

**Tabela 2** Posição ocupada em cada instante pelo ciclista relativamente à origem.

Podes também descrever o movimento de um corpo utilizando **gráficos posição-tempo**.

Um gráfico posição-tempo,  $x = f(t)$ , indica-te, em cada instante,  $t$ , a posição,  $x$ , onde se encontrava o corpo no seu movimento. Nestes gráficos, o **eixo horizontal** corresponde ao **tempo** e o **eixo vertical** corresponde às posições ocupadas pelo corpo (figura 8).



**Fig. 8** Eixos para um gráfico posição-tempo.

Num gráfico posição-tempo,  $x = f(t)$ , podes ver as sucessivas posições ocupadas por um corpo no seu movimento, ao longo do tempo.

A tabela 3, mostra, em função do tempo, as sucessivas posições que um outro ciclista ocupa no seu movimento relativamente à origem de um referencial, enquanto faz manobras num parque, não necessariamente em linha reta.

Tempo, $t$ (s)	Posição, $x$ (m)
0	10
5	20
10	30
15	30
20	15
25	15

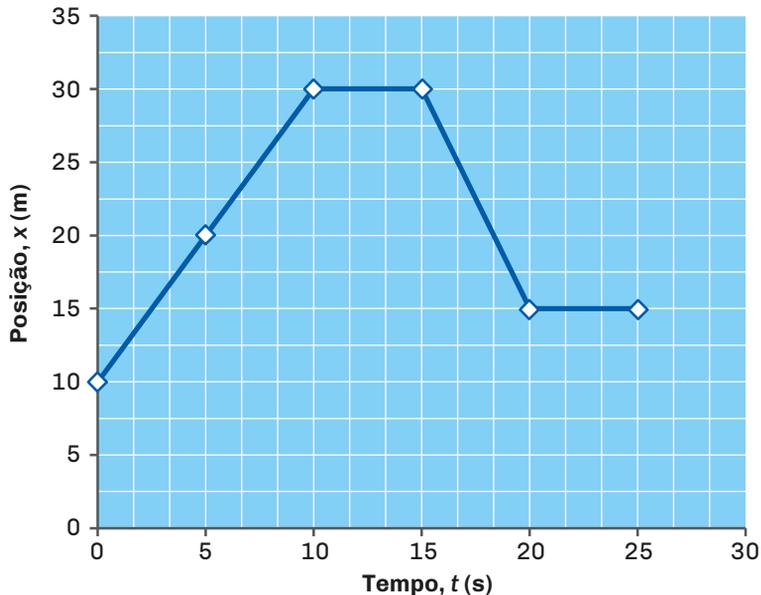
**Tabela 3** Posições de um ciclista em função do tempo.



**Vídeo**  
Gráficos posição-tempo para trajetórias retilíneas



A partir da tabela, podes construir o seguinte **gráfico posição-tempo**, no qual são indicadas as posições sucessivamente ocupadas pelo ciclista, em função do tempo.



**Fig. 9** Gráfico posição-tempo.

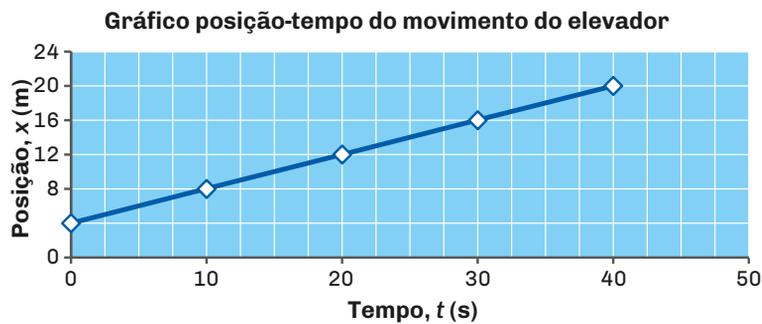
Pela análise do gráfico, podes ver que:

- no instante  $t = 0$  s, o ciclista estava na posição  $x = 10$  m (e não na origem do referencial,  $x = 0$  m).
- no instante  $t = 10$  s, o ciclista estava na posição  $x = 30$  m.
- no instante  $t = 15$  s, o ciclista estava na posição  $x = 30$  m. Neste instante **inverteu o sentido do movimento**.
- no instante  $t = 20$  s, o ciclista estava na posição  $x = 15$  m.
- **No intervalo de tempo [0; 10] s:**
  - o ciclista afastou-se da origem do referencial;
  - o ciclista moveu-se no sentido positivo do eixo dos  $xx$ ;
  - o deslocamento escalar do ciclista foi  $\Delta x = 30 - 10 \Leftrightarrow \Delta x = 20$  m;
  - se o movimento do ciclista for em linha reta, pode dizer-se que a distância percorrida foi  $s = 20$  m.
- **No intervalo de tempo [10; 15] s,** o ciclista esteve parado, pois manteve a sua posição.
- **No intervalo de tempo [15; 20] s:**
  - a distância percorrida pelo ciclista foi  $s = 15$  m;
  - o ciclista aproximou-se da origem do referencial;
  - o ciclista moveu-se no sentido negativo do eixo dos  $xx$ ;
  - o deslocamento escalar do ciclista foi  $\Delta x = 15 - 30 \Leftrightarrow \Delta x = -15$  m.

- **No intervalo de tempo [20; 25] s**, o ciclista esteve parado, pois manteve a sua posição. Se o ciclista se mover em linha reta, é possível saber, através do gráfico, qual a distância percorrida num certo intervalo de tempo. Senão, esta grandeza não se pode calcular através do gráfico, uma vez que este gráfico não dá qualquer indicação sobre a trajetória.

### Exercício resolvido

O gráfico posição-tempo seguinte diz respeito a um elevador que demora 40 s a subir desde o 1.º piso, situado a uma altura de 4,0 m relativamente à rua, até ao 5.º piso, situado a 20 m de altura.



- 1.1 Indica a posição do elevador nos instantes  $t = 0$  s e  $t = 20$  s.
- 1.2 Indica em que instantes o elevador passa nas posições  $x = 4$  m e  $x = 16$  m.
- 1.3 Indica quanto tempo o elevador demorou no movimento da posição  $x = 8$  m para a posição  $x = 20$  m.
- 1.4 Indica a distância percorrida pelo elevador no intervalo de tempo [30; 40] s.
- 1.5 Determina o deslocamento escalar efetuado no intervalo de tempo [20; 40] s.

#### Resolução:

- 1.1 No instante  $t = 0$  s, a posição do elevador é  $x = 4$  m.  
No instante  $t = 20$  s, a posição do elevador é  $x = 12$  m.
- 1.2 O elevador passa na posição  $x = 4$  m no instante  $t = 0$  s.  
O elevador passa na posição  $x = 16$  m no instante  $t = 30$  s.
- 1.3 O elevador passa na posição  $x = 8$  m no instante  $t = 10$  s.  
O elevador passa na posição  $x = 20$  m no instante  $t = 40$  s.

Logo, no seu movimento, o elevador demorou um tempo dado por:

$$\Delta t = t_f - t_i$$

$$\Delta t = 40 - 10 \Leftrightarrow \Delta t = 30 \text{ s}$$

**Resposta:** O elevador demorou 30 s para se movimentar da posição 4 m para a posição 20 m.

1.4  $x_i = 16 \text{ m}$

$$x_f = 20 \text{ m}$$

Sem inversão de sentido do movimento e supondo a trajetória retilínea.

$$s = 4 \text{ m}$$

**Resposta:** A distância percorrida foi 4 m.

1.5  $\Delta x = x_f - x_i$

$$\Delta x = 20 - 12 \Leftrightarrow \Delta x = 8 \text{ m}$$

**Resposta:** O deslocamento escalar efetuado pelo elevador foi 8 m.

## Mapa de conceitos

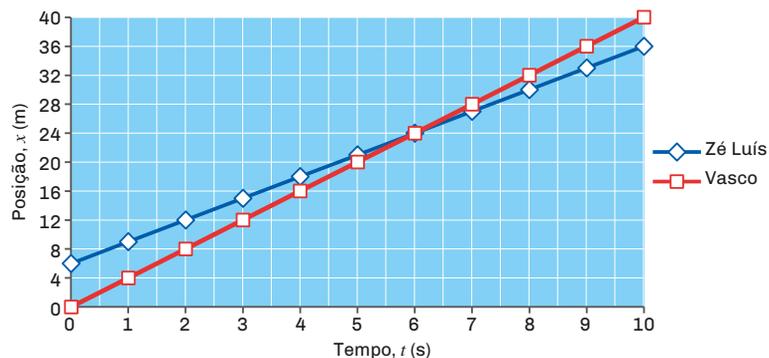


## Síntese de conteúdos

- Um **gráfico posição-tempo**,  $x = f(t)$ , apresenta as sucessivas posições ocupadas por um corpo no seu movimento, ao longo do tempo.
- A **análise de um gráfico posição-tempo permite saber**:
  - a posição do corpo num determinado instante;
  - a distância percorrida pelo corpo, se a trajetória for retilínea;
  - se o corpo se afasta ou se aproxima da origem do referencial;
  - se o corpo se move no sentido positivo ou negativo, ou se está em repouso;
  - o deslocamento escalar efetuado pelo corpo.

## Exercícios de aplicação

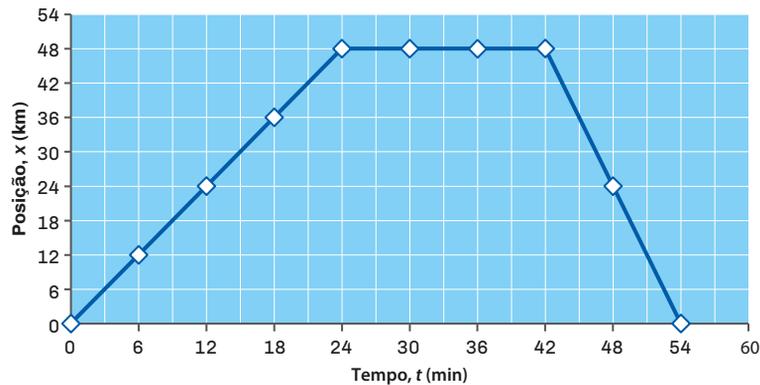
- 1** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:
- (A) Para descreveres o movimento de um corpo, podes utilizar tabelas em que se mostra a posição ocupada por um corpo em sucessivos instantes.
  - (B) A partir de uma tabela, na qual se mostra a posição ocupada por um corpo em sucessivos instantes, podes construir o gráfico posição-tempo desse movimento.
  - (C) Um gráfico posição-tempo indica, em cada instante,  $t$ , a distância percorrida,  $s$ , pelo corpo durante o seu movimento.
- 2** O Zé Luís e o Vasco vão fazer uma corrida durante 10 segundos, em que o Zé Luís parte com alguns metros de avanço. Na figura está representado o gráfico posição-tempo do movimento do Zé Luís e do Vasco em relação ao mesmo referencial. Ambos se deslocam em linha reta.



A partir do gráfico, indica:

- 2.1.** a distância a que se encontrava o Zé Luís do Vasco, no instante inicial;
- 2.2.** a posição em que se encontrava o Vasco no instante  $t = 2$  s;
- 2.3.** o instante em que o Vasco ultrapassou o Zé Luís;
- 2.4.** a posição em que se encontrava o Vasco quando ultrapassou o Zé Luís;
- 2.5.** a distância percorrida pelo Vasco nos 10 s do movimento;
- 2.6.** o deslocamento escalar efetuado pelo Zé Luís nos 10 s que durou a corrida.

- 3 Considera o seguinte gráfico posição-tempo, que diz respeito ao movimento de um automóvel em linha reta, durante 54 minutos.



- 3.1.** Indica, a partir do gráfico:
- 3.1.1.** a posição do automóvel nos instantes  $t = 12$  min e  $t = 48$  min;
  - 3.1.2.** o intervalo de tempo em que se deslocou em sentido negativo;
  - 3.1.3.** o tempo que o automóvel esteve parado.
- 3.2.** Determina a distância percorrida,  $s$ , pelo automóvel no intervalo de tempo  $[0; 54]$  min.
- 3.3.** Determina o deslocamento escalar,  $\Delta x$ , do automóvel no intervalo de tempo  $[0; 54]$  min.

Manual Digital

Vídeo  
Rapidez média



### 1.3. Rapidez, velocidade e aceleração

Já verificaste certamente que há **movimentos** que são **mais rápidos do que outros**, no dia a dia.

Como se pode saber se um movimento é rápido ou lento?

#### Rapidez média

A **rapidez média**,  $r_m$ , é uma grandeza escalar que nos indica a distância percorrida por um corpo, em média, por unidade de tempo. A rapidez média calcula-se dividindo a distância,  $s$ , pelo intervalo de tempo,  $\Delta t$ , que demora a ser percorrida. A expressão que permite calcular a **rapidez média** é:

$$r_m = \frac{s}{\Delta t}$$

m/s ..... m  
..... s

A **unidade SI** de rapidez média é o **metro por segundo**, cujo símbolo é **m/s**. No entanto, é possível utilizar-se outras unidades, sendo a mais usual o quilómetro por hora, km/h.

**Exercício resolvido**

Numa viagem de automóvel, da cidade de Praia até ao Tarrafal, um condutor percorre cerca de 72 km em 1,5 h. Calcula a rapidez média do automóvel em km/h.

**Resolução:**

$$s = 72 \text{ km} \quad \text{Fórmula: } r_m = \frac{s}{\Delta t}$$

$$\Delta t = 1,5 \text{ h}$$

$$r_m = \frac{72}{1,5} \Leftrightarrow r_m = 48 \text{ km/h}$$

Qual é o significado físico do valor de 48 km/h, para a rapidez média, obtido no exemplo anterior?

Significa que o automóvel percorre, em média, 48 km em cada hora.

O valor de 48 km/h é um valor **médio**, isto é, ao longo do percurso, o automóvel não teve sempre a mesma rapidez de 48 km/h. O automóvel teve de parar nos sinais de STOP, circular com uma rapidez inferior dentro das localidades e com maior rapidez na via rápida. Contudo, a rapidez do seu movimento foi, em **média**, de 48 km/h.

A rapidez média,  $r_m$ , é uma grandeza escalar que se calcula dividindo a distância percorrida pelo corpo,  $s$ , pelo intervalo de tempo,  $\Delta t$ , que demora a percorrer essa distância.

**Exercício resolvido**

O Manuel foi passear de bicicleta e percorreu 36 km, demorando uma hora. Calcula a rapidez média do movimento do Manuel na sua bicicleta.

Apresenta o resultado em:

**1.1** quilómetros por hora;

**1.2** metros por segundo.

**Resolução:**

$$\text{1.1 } s = 36 \text{ km} \quad \text{Fórmula: } r_m = \frac{s}{\Delta t}$$

$$\Delta t = 1 \text{ h}$$

$$r_m = \frac{36}{1} \Leftrightarrow r_m = 36 \text{ km/h}$$

$$\text{1.2 } s = 36 \text{ km} = 36\,000 \text{ m} \quad \text{Fórmula: } r_m = \frac{s}{\Delta t}$$

$$\Delta t = 1 \text{ h} = 1 \times 60 \text{ min} \times 60 \text{ s} = 3600 \text{ s}$$

$$r_m = \frac{36\,000}{3600} \Leftrightarrow r_m = 10 \text{ m/s}$$

Para converter um valor de rapidez média de quilómetro por hora, km/h, num valor em metro por segundo, m/s, deves multiplicar por 1000 e dividir por 3600 ( $60 \times 60$ ).

$$\frac{\text{valor (km/h)} \times 1000}{3600} = \text{valor (m/s)}$$

A unidade de rapidez média,  $r_m$ , no Sistema Internacional é o metro por segundo, cujo símbolo é m/s.

Manual Digital

Vídeo  
Velocidade



## Velocidade

Se considerarmos apenas movimentos segundo uma única direção, em linha reta, podes fazer coincidir o eixo dos  $xx$  (referencial) com a direção do movimento. Assim, podes saber a forma como um corpo muda de posição **num certo intervalo de tempo** recorrendo à expressão que permite calcular o valor da **velocidade média**,  $v_m$ , que é

$$v_m = \frac{\Delta s}{\Delta t}$$

m/s ..... m  
..... s

em que  $\Delta x$  é o deslocamento escalar realizado pelo corpo e  $\Delta t$  é o intervalo de tempo que o corpo demora a realizar esse deslocamento. O valor da velocidade assim obtido, também designado por **velocidade escalar média**, pode ser **positivo** ou **negativo** consoante o deslocamento escalar for no sentido positivo ou negativo do referencial.

A **velocidade**, também designada por **velocidade instantânea**,  $\vec{v}$ , é uma **grandeza vetorial** que nos informa sobre a rapidez do movimento em cada instante e ainda nos indica a direção e o sentido do movimento.

A velocidade fica completamente caracterizada quando se indica o seu **ponto de aplicação**, a sua **direção**, o seu **sentido** e o seu **valor** (figura 10).

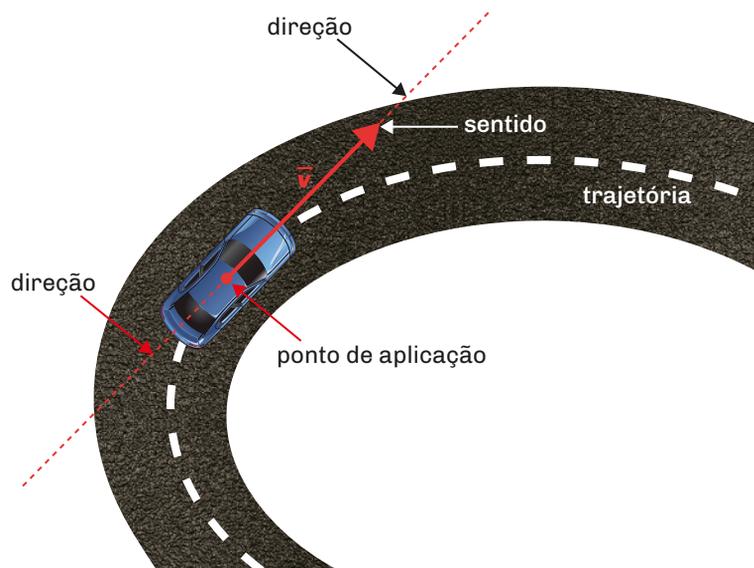


Fig. 10 A velocidade é uma grandeza vetorial.

O **ponto de aplicação** coincide com a posição ocupada pelo ponto material que caracteriza o corpo na sua trajetória, em cada instante.

A **direção** é dada pela reta tangente à trajetória na posição ocupada pelo corpo nesse instante (coincidindo com a trajetória se o movimento for retilíneo).

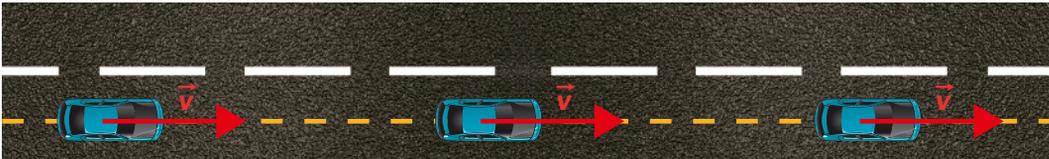
O **sentido** do vetor velocidade é o sentido do movimento, em cada instante.

O **valor** corresponde à rapidez com que o corpo muda de posição em cada instante e é indicado pelo comprimento do vetor velocidade na escala considerada. O valor da velocidade pode ser medido com um **velocímetro**.

A **unidade SI** de velocidade é o **metro por segundo**, cujo símbolo é **m/s**.

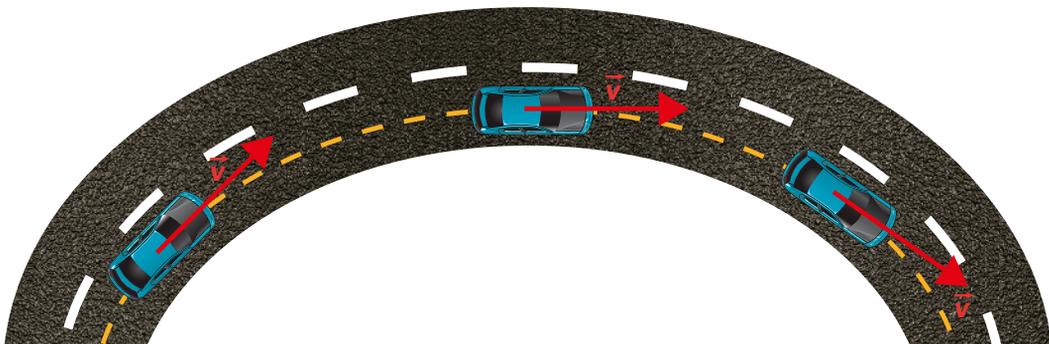
A velocidade,  $\vec{v}$ , é uma grandeza vetorial que nos informa sobre a rapidez do movimento em cada instante e ainda nos indica a direção e o sentido do movimento.

Na figura 11 podes ver a representação do vetor velocidade em três pontos diferentes da trajetória de um automóvel no seu **movimento retilíneo**, da esquerda para a direita. Repara que o **vetor velocidade** tem, em cada ponto, a **direção da trajetória** do automóvel e o **sentido do movimento**.



**Fig. 11** O vetor velocidade num movimento retilíneo tem a direção da trajetória e o sentido do movimento.

Na figura 12 está representado o vetor velocidade em três pontos diferentes da trajetória de um automóvel no seu **movimento curvilíneo**, da esquerda para a direita (sentido do movimento dos ponteiros de um relógio). Repara que o **vetor velocidade** é, em cada ponto, **tangente à trajetória** do automóvel e tem o **sentido do movimento**.

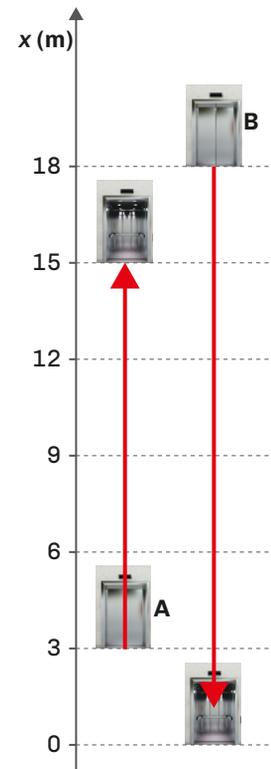


**Fig. 12** O vetor velocidade é, em cada ponto, tangente à trajetória.

A unidade de velocidade,  $\vec{v}$ , no Sistema Internacional é o metro por segundo, cujo símbolo é m/s.

## Exercício resolvido

Na figura estão representados dois elevadores, A e B. Considerando que o elevador A demorou 10 s a subir do 1.º andar ( $x = 3$  m) até ao 5.º andar ( $x = 15$  m) e que o elevador B demorou 15 s a ir do 6.º andar ( $x = 18$  m) até ao rés do chão ( $x = 0$  m), determina:



- 1.1 o deslocamento escalar efetuado pelo elevador A quando subiu do 1.º andar até ao 5.º andar;
- 1.2 o deslocamento efetuado pelo elevador B quando desceu do 6.º andar até ao rés do chão;
- 1.3 a rapidez média de cada um dos elevadores no percurso efetuado;
- 1.4 o valor da velocidade média de cada um dos elevadores no percurso efetuado.

### Resolução:

1.1  $x_i = 3$  m      Fórmula:  $\Delta x = x_f - x_i$   
 $x_f = 15$  m       $\Delta x = 15 - 3 \Leftrightarrow \Delta x = 12$  m

1.2  $x_i = 18$  m      Fórmula:  $\Delta x = x_f - x_i$   
 $x_f = 0$  m       $\Delta x = 0 - 18 \Leftrightarrow \Delta x = -18$  m

1.3 Elevador A  
 $x_i = 3$  m      Fórmula:  $r_m = \frac{s}{\Delta t}$   
 $x_f = 15$  m       $s = 15 - 3 \Leftrightarrow s = 12$  m  
 $\Delta t = 10$  s       $r_m = \frac{12}{10} \Leftrightarrow r_m = 1,2$  m/s

Elevador B  
 $x_i = 18$  m      Fórmula:  $r_m = \frac{s}{\Delta t}$   
 $x_f = 0$  m       $s = |0 - 18| \Leftrightarrow s = 18$  m  
 $\Delta t = 15$  s       $r_m = \frac{18}{15} \Leftrightarrow r_m = 1,2$  m/s

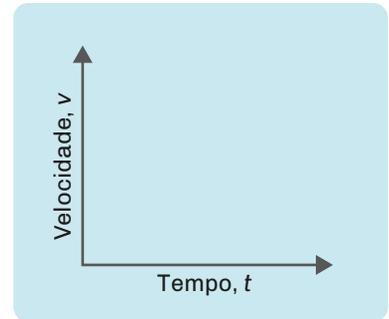
1.4 Elevador A  
 $x_i = 18$  m      Fórmula:  $\Delta x = x_f - x_i; v_m = \frac{\Delta x}{\Delta t}$   
 $x_f = 0$  m       $\Delta x = 15 - 3 \Leftrightarrow \Delta x = 12$  m  
 $\Delta t = 15$  s       $v_m = \frac{12}{10} \Leftrightarrow v_m = 1,2$  m/s

Elevador B  
 $x_i = 18$  m      Fórmula:  $\Delta x = x_f - x_i; v_m = \frac{\Delta x}{\Delta t}$   
 $x_f = 0$  m       $\Delta x = 0 - 18 \Leftrightarrow \Delta x = -18$  m  
 $\Delta t = 15$  s       $v_m = \frac{-18}{15} \Leftrightarrow v_m = -1,2$  m/s

## Gráficos velocidade-tempo

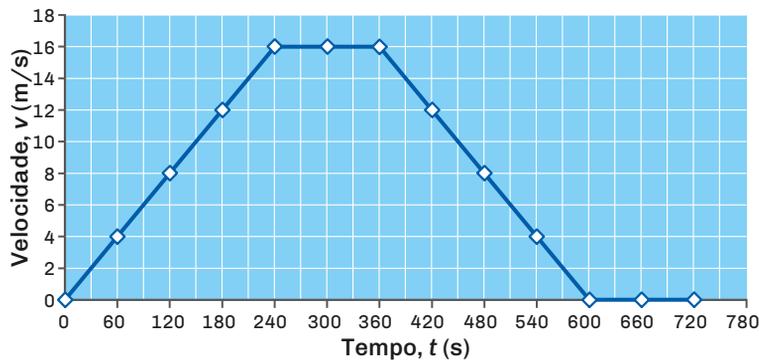
Podes utilizar um **gráfico velocidade-tempo** para descreveres como varia o valor da velocidade de um corpo.

Um gráfico velocidade-tempo,  $v = f(t)$ , indica o valor da velocidade,  $v$ , do corpo em cada instante,  $t$ , do seu movimento. Neste tipo de gráficos, o **eixo horizontal** corresponde ao **tempo** e o **eixo vertical** corresponde aos **valores da velocidade** (figura 13).



**Fig. 13** Eixos de um gráfico velocidade-tempo.

O gráfico seguinte mostra os valores da velocidade em função do tempo de um motociclista na viagem entre a sua casa e o trabalho, em linha reta.

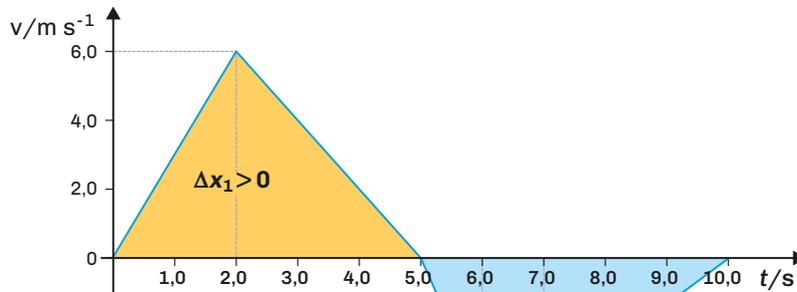


**Fig. 14** Gráfico velocidade-tempo.

Por análise do gráfico, podes ver que:

- no **instante  $t = 0$  s**, a velocidade do motociclista é  $v = 0$  m/s, ou seja, o motociclista estava em repouso (parado);
- no **intervalo de tempo [0; 240] s**, o motociclista aumentou o valor da velocidade desde  $v = 0$  m/s até  $v = 16$  m/s;
- no **intervalo de tempo [240; 360] s**, o motociclista manteve o valor da sua velocidade;
- no **intervalo de tempo [360; 600] s**, o motociclista diminuiu o valor da velocidade desde  $v = 16$  m/s até parar,  $v = 0$  m/s;
- no **intervalo de tempo [600; 720] s**, o motociclista manteve-se parado,  $v = 0$  m/s.

Um gráfico velocidade-tempo,  $v = f(t)$ , indica os valores da velocidade,  $v$ , do corpo em cada instante,  $t$ , do seu movimento.



**Fig. 15** Gráfico velocidade-tempo.

No intervalo de tempo entre 0 s e 5,0 s, os valores da velocidade são positivos. No instante  $t = 5$  s, a velocidade é zero. No intervalo de tempo entre 5,0 e 10,0 s, a velocidade tem valores negativos.

Ainda relativamente ao movimento retilíneo correspondente ao gráfico da figura 15, podes determinar a **componente escalar do deslocamento** do corpo, bem como a **distância percorrida** sobre a trajetória, a partir das áreas delimitadas pela curva do gráfico e o eixo do tempo.

## Aceleração

Para medir a forma como um corpo muda a sua velocidade, num determinado **intervalo de tempo**, utiliza-se a **aceleração média**,  $\vec{a}_m$ .

A aceleração média calcula-se dividindo a variação da velocidade,  $\Delta \vec{v}$ , pelo intervalo de tempo,  $\Delta t$ , que o corpo demorou a sofrer essa variação de velocidade.

$$\text{m/s}^2 \cdots \cdots \bullet \quad \vec{a}_m = \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t} \quad \cdots \cdots \bullet \quad \text{m/s}$$

$\cdots \cdots \bullet \quad \Delta t \quad \cdots \cdots \bullet \quad \text{s}$

A aceleração média,  $\vec{a}_m$ , é uma grandeza vetorial que nos indica a variação da velocidade por unidade de tempo.

O **valor** da aceleração média é dado pela expressão:

$$\vec{a}_m = \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t} \Leftrightarrow a_m = \frac{v_f - v_i}{\Delta t}$$

em que  $\Delta v$  é a variação do valor da velocidade sofrida pelo corpo, ou seja, o valor da velocidade final,  $v_f$ , menos o valor da velocidade inicial,  $v_i$ , e  $\Delta t$  é o intervalo de tempo que o corpo demora a fazer essa variação de velocidade.

O valor da aceleração assim obtido chama-se **aceleração escalar média** e pode ser **positivo** ou **negativo**, consoante o valor da velocidade aumente ou diminua.

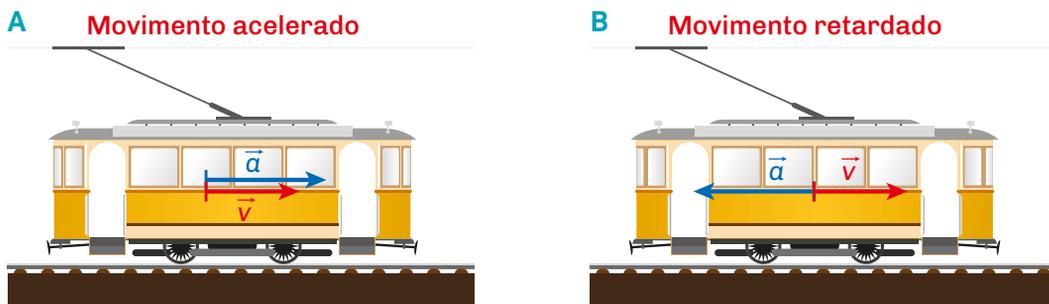
Para determinar a forma como um corpo muda a sua velocidade, **em cada instante**, utiliza-se uma grandeza física denominada **aceleração instantânea**, ou simplesmente, **aceleração**,  $\vec{a}$ .

Sendo uma **grandeza vetorial**, a aceleração apenas fica completamente caracterizada quando se indica o seu **ponto de aplicação**, a sua **direção**, o seu **sentido** e o seu **valor**.

Tal como no caso da aceleração média, a **unidade SI** de **aceleração** é o **metro por segundo ao quadrado**, cujo símbolo é  $\text{m/s}^2$ .

Se se considerar apenas movimentos segundo uma única direção, isto é, movimentos retilíneos, pode fazer-se coincidir o eixo dos  $xx$  com a direção do movimento. Nestas condições, o vetor aceleração caracteriza-se da seguinte forma:

- o **ponto de aplicação** é o ponto material que caracteriza a posição ocupada pelo corpo na sua trajetória;
- a **direção** é a direção da trajetória;
- o **sentido** é o sentido da velocidade, caso o movimento seja acelerado (se a velocidade aumentar), ou o sentido contrário ao da velocidade, caso o movimento seja retardado (se a velocidade diminuir).



**Fig. 16 (A)** A velocidade e a aceleração têm a mesma direção e sentido. **(B)** A velocidade e a aceleração têm a mesma direção, mas sentidos opostos.

Já sabes que um gráfico velocidade-tempo indica o valor da velocidade,  $v$ , de um corpo em cada instante,  $t$ , do seu movimento. Assim, a partir destes gráficos é possível calcular o valor da aceleração média em qualquer intervalo de tempo.



Manual Digital  
Vídeo  
Determinação da aceleração média



O gráfico seguinte mostra o valor da velocidade, em função do tempo, de um motociclista num percurso em linha reta, entre a sua casa e o trabalho.

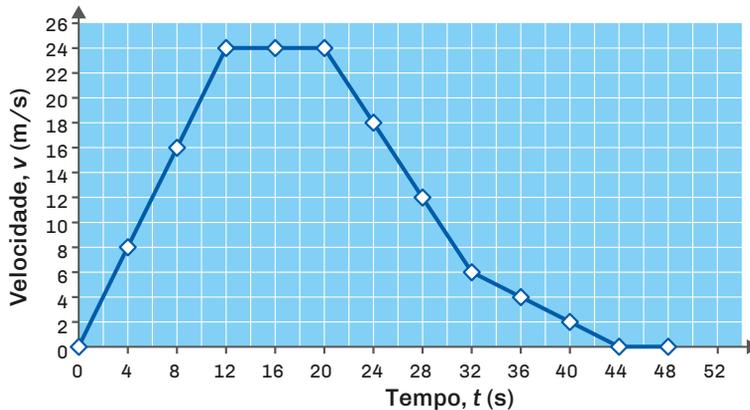


Fig. 17 Gráfico velocidade-tempo.

Após a análise do gráfico, pode calcular-se valor da aceleração média em cada um dos intervalos de tempo a partir da expressão:  $a_m = \frac{v_f - v_i}{\Delta t}$ . Assim:

- No **intervalo de tempo [0; 12] s**, temos, substituindo pelos valores:

$$a_m = \frac{24 - 0}{12 - 0} \Leftrightarrow a_m = \frac{24}{12} \Leftrightarrow a_m = 2 \text{ m/s}^2$$

Neste caso, o valor da aceleração média é positivo, tal como o valor da velocidade. Assim, a **aceleração média** e a **velocidade** têm ambas valor positivo, o que significa que têm o **mesmo sentido** (neste caso, o sentido positivo do referencial). O **movimento diz-se acelerado**, o que, aliás, era esperado, pois o motociclista aumenta o valor da sua velocidade, no intervalo de tempo considerado.

- No **intervalo de tempo [12; 20] s**, temos, substituindo pelos valores:

$$a_m = \frac{24 - 24}{20 - 12} \Leftrightarrow a_m = \frac{0}{8} \Leftrightarrow a_m = 0 \text{ m/s}^2$$

Neste caso, o valor da **aceleração média** é **nulo**. Não existindo aceleração, o motociclista manteve a sua velocidade, e o **movimento diz-se uniforme**, tal com esperado.

- No **intervalo de tempo [20; 32] s**, temos, substituindo pelos valores:

$$a_m = \frac{6 - 24}{32 - 20} \Leftrightarrow a_m = \frac{-18}{12} \Leftrightarrow a_m = -1,5 \text{ m/s}^2$$

- No **intervalo de tempo [32; 44] s**, temos, substituindo pelos valores:

$$a_m = \frac{0 - 6}{44 - 32} \Leftrightarrow a_m = \frac{-6}{12} \Leftrightarrow a_m = -0,5 \text{ m/s}^2$$

Nestes dois últimos intervalos de tempo, o valor da aceleração média é negativo e valor da velocidade é positivo. Assim, a **aceleração média** e a **velocidade** têm valores de sinal contrário, o que significa que têm **sentidos opostos**. O **movimento diz-se retardado**, o que, aliás, era esperado, pois o motociclista diminui o valor da sua velocidade, no intervalo de tempo considerado.

## Atividade prática 1: Posições e tempos em movimentos reais

### Descrição da experiência

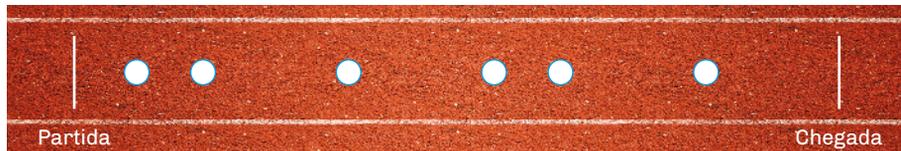
Um aluno desloca-se sobre o campo desportivo, previamente marcado, e os colegas com cronómetro, registam o tempo da passagem do aluno na posição onde se encontram. O aluno pode deslocar-se para a frente e para trás.

### Material

- Cronómetros
- Placas sinalizadoras
- Papel milimétrico ou quadriculado

### Procedimento

- 1 Medir e marcar diversas posições ao longo do campo desportivo.
- 2 A cada posição marcada, deve corresponder o zero.
- 3 Dar indicação ao aluno para que comece a movimentar-se e a todos os outros para acionarem os cronómetros.
- 4 À medida que o aluno passa numa posição, os alunos com o cronómetro devem marcar o tempo de passagem.



### Análise

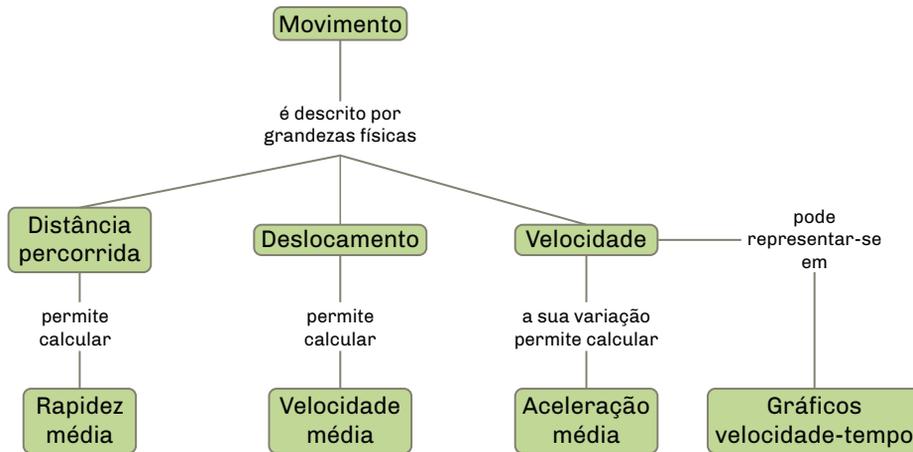
- Preenche a tabela com os registos.
- A partir da tabela, elabora, em papel milimétrico, o gráfico posição-tempo.

Tempo, $t$ (s)	Posição, $x$ (m)
...	...

### Conclusão

- Identifica o intervalo de tempo em que o aluno se deslocou com andamento de ritmo constante.
- Identifica o intervalo de tempo em que o aluno se deslocou aumentando o ritmo do seu andamento.
- Qual é a distância percorrida durante todo o movimento?
- Qual é o valor da rapidez média durante o movimento?
- Qual é o deslocamento escalar efetuado durante todo o movimento?
- Qual é o valor da velocidade escalar média do movimento?

## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- A **rapidez média**,  $r_m$ , é uma grandeza escalar que se calcula dividindo a distância percorrida,  $s$ , por um corpo num intervalo de tempo,  $\Delta t$ .
- A **velocidade média**,  $\vec{v}_m$ , é uma grandeza vetorial cujo valor se calcula dividindo o valor do deslocamento efetuado pelo intervalo de tempo decorrido. Indica também a direção e o sentido do deslocamento efetuado.
- A **velocidade**,  $\vec{v}$ , é uma grandeza vetorial que nos indica a rapidez com que um corpo muda de posição, mas também a direção e o sentido do movimento.
- A **velocidade** apenas fica completamente caracterizada quando se indica o seu **ponto de aplicação**, a sua **direção**, o seu **sentido** e o seu **valor**.
- A **unidade SI** de **rapidez média** e de **velocidade média** é o **metro por segundo, m/s**.
- Um **gráfico velocidade-tempo** indica os valores da velocidade,  $v$ , em cada instante,  $t$ .
- Sempre que ocorre uma mudança da direção da velocidade ou do seu valor, diz-se que ocorre uma **variação da velocidade**.
- A **aceleração média**,  $\vec{a}_m$ , é uma **grandeza vetorial** que mede a variação de velocidade de um corpo por unidade de tempo.
- A **unidade SI** de **aceleração** é o **metro por segundo ao quadrado, m/s<sup>2</sup>**.
- Nos **movimentos retilíneos**, quando a aceleração e a velocidade têm o mesmo sentido, o **movimento é acelerado**; quando têm sentidos opostos, o **movimento é retardado**.

## Exercícios de aplicação

**1** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

- (A) Um corpo descreve um movimento rápido quando, por exemplo, descreve pequenas distâncias durando muito tempo.
- (B) A rapidez média de um corpo calcula-se dividindo a distância percorrida pelo intervalo de tempo que demora a percorrer essa distância percorrida.
- (C) Se, durante um determinado percurso, a rapidez média de um corpo foi 10 m/s, isso significa que durante esse percurso o corpo nunca esteve parado.

**2** Um avião de longo curso demora 4 h a ir do Sal a Lisboa, com uma rapidez média de 900 km/h.

**2.1.** Selecciona a opção que corresponde ao valor da rapidez média do avião expresso em metros por segundo.

(A)  $r_m = \frac{4 \times 60}{900 \times 1000}$

(C)  $r_m = \frac{900 \times 1000}{4 \times 3600}$

(B)  $r_m = \frac{4 \times 3600}{900 \times 1000}$

(D)  $r_m = \frac{900 \times 1000}{4 \times 60}$

**2.2.** Selecciona a opção que corresponde à distância percorrida pelo avião.

(A)  $s = \frac{900}{4}$

(C)  $s = 900 \times 4 \times 3600$

(B)  $s = \frac{900}{4 \times 3600}$

(D)  $s = 900 \times 4$

**2.3.** Considerando que Paris se encontra a 4500 km da Praia, selecciona a opção que corresponde ao intervalo de tempo que o avião demoraria a chegar a Paris, com essa rapidez média.

(A)  $\Delta t = \frac{4500}{900}$

(C)  $\Delta t = 900 \times 4500$

(B)  $\Delta t = \frac{900}{4500}$

(D)  $s = 900 \times 4500$

**3** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

- (A) A direção da velocidade corresponde, em cada instante, à da reta perpendicular à trajetória, na posição ocupada pelo corpo nesse instante.
- (B) A unidade de velocidade no Sistema Internacional é o quilómetro por hora, km/h.
- (C) A velocidade apenas fica completamente caracterizada quando se indica o seu ponto de aplicação, a sua direção, o seu sentido e o seu valor.

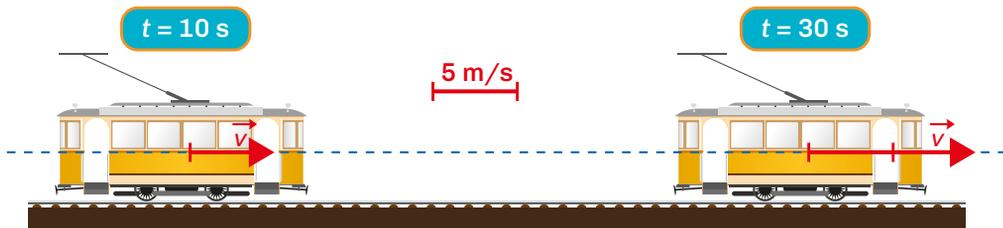


- (C) O valor da velocidade é máximo no instante  $t = 6$  s.
- (D) O corpo não parou durante os 12 segundos do movimento.
- (E) O movimento foi retilíneo e uniforme nos intervalos de tempo  $[3; 5]$  s e  $[10; 12]$  s.
- (F) O corpo fez um deslocamento de 30 m entre os 3,0 e os 5,0 s do movimento.
- (G) O corpo percorreu uma distância de 40 m nos últimos dois segundos.

**6** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

- (A) Sempre que ocorre uma mudança de direção da velocidade ou do seu valor, dizemos que ocorre uma variação da velocidade.
- (B) A aceleração fica completamente caracterizada quando se indica o seu ponto de aplicação e o seu valor.
- (C) A unidade de aceleração no Sistema Internacional é o metro por segundo ao quadrado,  $m/s^2$ .

**7** Considera a figura, que representa, nos instantes  $t = 10$  s e  $t = 30$  s, a velocidade de um elétrico que se desloca em linha reta.



**7.1.** Indica o valor da velocidade do elétrico no instante:

**7.1.1.**  $t = 10$  s;

**7.1.2.**  $t = 30$  s.

**7.2.** Selecciona a opção que corresponde ao valor da velocidade do elétrico no instante  $t = 10$  s, expressa em quilómetros por hora.

(A)  $v = \frac{5 \times 3600}{1 \times 60 \times 60}$

(C)  $v = \frac{5 \times 3600}{1 \times 1000}$

(B)  $v = \frac{5 \times 1000}{1 \times 60 \times 60}$

(D)  $v = \frac{5 \times 1000}{1 \times 3600}$

**7.3.** Selecciona a opção que corresponde ao valor da aceleração média do elétrico no intervalo de tempo  $[10; 30]$  s, expressa em  $m/s^2$ .

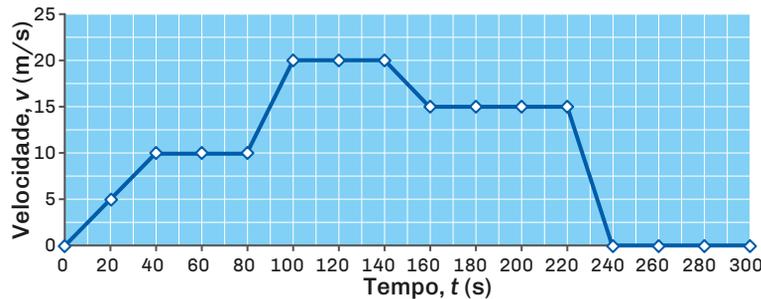
(A)  $a_m = \frac{30 - 10}{10 - 5}$

(C)  $a_m = \frac{10 - 5}{10 - 30}$

(B)  $a_m = \frac{10 - 5}{30 - 10}$

(D)  $a_m = \frac{10 - 30}{10 - 5}$

- 8 O seguinte gráfico velocidade-tempo diz respeito a um autocarro que se desloca segundo uma trajetória retilínea entre duas paragens.



- 8.1. Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

- (A) O valor da velocidade máxima que o autocarro atingiu foi 20 m/s.  
 (B) No intervalo de tempo [20; 40] s, a velocidade e a aceleração do autocarro têm sentidos opostos.  
 (C) O autocarro parou no instante 240 s.

- 8.2. Determina o valor da aceleração média do autocarro nos seguintes intervalos de tempo:

8.2.1. [0; 40] s

8.2.3. [220; 240] s

8.2.2. [100; 140] s

8.2.4. [240; 300] s



## 1.4. Movimento retilíneo uniforme

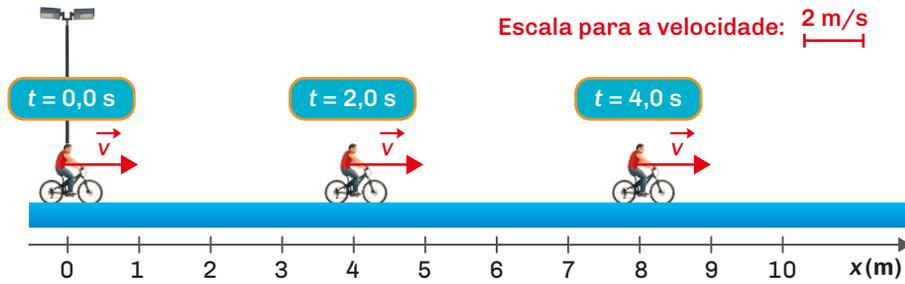
Um movimento retilíneo pode ser classificado em:

- movimento retilíneo uniforme;
- movimento retilíneo acelerado;
- movimento retilíneo retardado.

Este ano só vais estudar o movimento retilíneo uniforme.

Num **movimento retilíneo uniforme (MRU)**, a **velocidade permanece constante** ao longo do tempo. Ou seja, o movimento retilíneo uniforme (MRU) é um tipo de movimento em que o corpo/móvel percorre espaços iguais em intervalos de tempo iguais e sempre em linha reta.

Na figura 18 estão representadas, ao longo do tempo, as sucessivas **posições** que um ciclista vai ocupando relativamente a um poste que se tomou como referencial, movendo-se em linha reta. Na figura está também representado o vetor **velocidade** nos instantes 0,0 s, 2,0 s e 4,0 s.



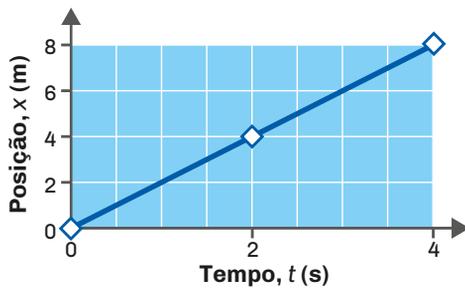
**Fig. 18** Velocidade nas sucessivas posições que o ciclista ocupa, ao longo do tempo, num movimento retilíneo uniforme.

A partir da figura 18, podes concluir que a direção e o sentido da velocidade se mantêm constantes (movimento retilíneo), mas podes também construir uma tabela como a que se segue.

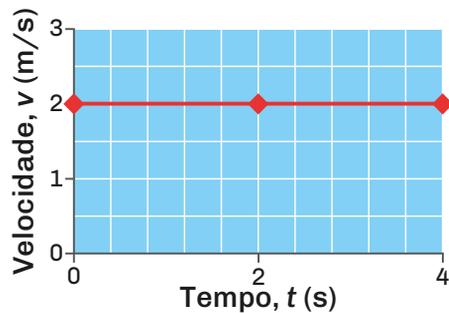
Tempo, $t$ (s)	Posição do ciclista, $x$ (m)	Valor da velocidade do ciclista, $v$ (m/s)
0,0	0	2
2,0	4	2
4,0	8	2

**Tabela 4** Posição e velocidade do ciclista em função do tempo no MRU.

Também podes contruir, a partir da tabela 4, um **gráfico posição-tempo** (figura 19) e um **gráfico velocidade-tempo** (figura 20).



**Fig. 19** Gráfico posição-tempo.



**Fig. 20** Gráfico velocidade-tempo.

No movimento retilíneo uniforme, a aceleração do corpo é nula,  $a = 0 \text{ m/s}^2$ , porque a velocidade é contante,  $v = \text{constante}$ .

Dado que, neste tipo de movimento,  $v_m = v$ , podes calcular o valor da velocidade recorrendo à fórmula da velocidade média

$$v = \frac{\Delta x}{\Delta t}$$

Se  $x_1$  for a coordenada para o instante  $t_1$  e  $x_2$  for a coordenada para o instante  $t_2$ , vem  $\Delta x = x_2 - x_1$  e  $\Delta t = t_2 - t_1$  e, portanto,

$$v = \frac{x_2 - x_1}{t_2 - t_1}$$

que pode ser escrita na forma  $x_2 = x_1 + v(t_2 - t_1)$ .

Esta é a equação do movimento retilíneo uniforme, isto é, com velocidade constante.

Se o início da contagem dos tempos for o instante  $t_1 = t_0 = 0$ , quando a partícula se encontra na posição  $x_1 = x_0$ , a equação do movimento que relaciona a posição  $x_2 = x$  ocupada pela partícula no instante  $t_2 = t$  escreve-se, simplesmente:

$$x = x_0 + vt$$

Esta equação é designada por **lei horária do movimento retilíneo uniforme** e usa-se para descobrir a posição de um corpo ou móvel com velocidade constante, num determinado instante.

Se quiseres conhecer o valor da velocidade da partícula com movimento retilíneo uniforme, podes calcular o declive da reta representada.

Para calcular o declive da reta, são necessárias as coordenadas de quaisquer dois pontos da reta:

$$m = \frac{x_2 - x_1}{t_2 - t_1}$$

Assim, por exemplo, no gráfico da figura 16, um dos pontos pode ser o correspondente às coordenadas  $t_2 = 4$  s e  $x_2 = 8$  m; outro ponto pode ser o ponto de coordenadas  $t_1 = 0$  s e  $x = 0$  m.

Então, fica:  $m = \frac{8 - 0}{4 - 0} = 2$ , logo  $v = 2$  m/s.

O gráfico velocidade-tempo permite-te não só saber como varia a velocidade ao longo do tempo como também te permite determinar o **valor do deslocamento escalar**, num dado intervalo de tempo, através do **cálculo da área sob a linha do gráfico** até ao eixo do tempo, atribuindo-se sinal positivo ou negativo quando a partícula se desloca no sentido positivo ou negativo da trajetória, respetivamente.

Assim, se calculares a área do gráfico da figura 19, que é a área de um retângulo, como  $A = 4 \times 2 = 8$ , então  $\Delta x = 8$  m.

Num movimento retilíneo uniforme, a velocidade permanece constante e a expressão que traduz a lei do movimento retilíneo e uniforme é  $x = x_0 + vt$ .

O declive da reta representada num gráfico posição-tempo fornece o valor da velocidade da partícula.



## Atividade prática 2: Movimento retilíneo uniforme

### Descrição da experiência

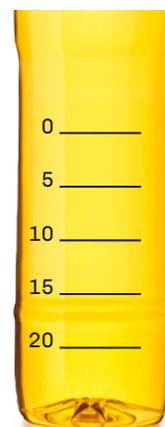
A experiência consiste em deixar cair uma gota de água no óleo e medir o tempo para várias posições marcadas na garrafa de plástico.

### Material

- Garrafa de plástico transparente
- 2 L de óleo
- Cronómetros
- Conta-gotas com água

### Procedimento

- 1 Medir e marcar diversas posições ao longo da garrafa de plástico, de cima para baixo.
- 2 Colocar o óleo na garrafa de plástico.
- 3 Soltar uma gota de água a uma certa altura do óleo.
- 4 Acionar os cronómetros quando a gota de água passa no zero.
- 5 À medida que a gota passa nas posições marcadas, cada aluno regista o tempo marcado pelo cronómetro.



### Análise

- Preenche a tabela com os registos.

Tempo, $t$ (s)	Posição, $x$ (m)
0	
5	
10	
...	...

### Conclusão

- Calcula a velocidade da gota para cada deslocamento.
- Elabora um gráfico velocidade-tempo.
- Quais são os possíveis erros que podem ter afetado a velocidade?

## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- Um **movimento retilíneo** pode ser classificado em:
  - movimento retilíneo **uniforme**
  - movimento retilíneo **acelerado**
  - movimento retilíneo **retardado**
- Num **movimento retilíneo uniforme**, a velocidade permanece constante.
- Num **movimento retilíneo acelerado**, o valor da velocidade aumenta ao longo do tempo.
- Num **movimento retilíneo retardado**, o valor da velocidade diminui ao longo do tempo.
- No movimento uniforme, a velocidade média é igual ao valor da velocidade em cada instante.
- No movimento uniforme, o valor da velocidade pode ser calculado pela fórmula:

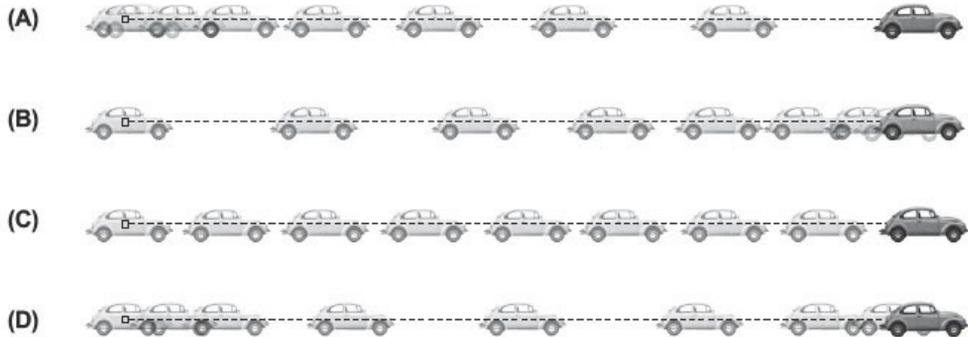
$$v = \frac{\Delta x}{\Delta t}$$

- A lei do movimento retilíneo uniforme é:  $x = x_0 + vt$ .
- O declive da reta representada num gráfico posição-tempo fornece o valor da velocidade da partícula.
- Num gráfico velocidade-tempo de um movimento retilíneo, a componente escalar do deslocamento é calculada pela área sob a linha do gráfico até ao eixo do tempo.

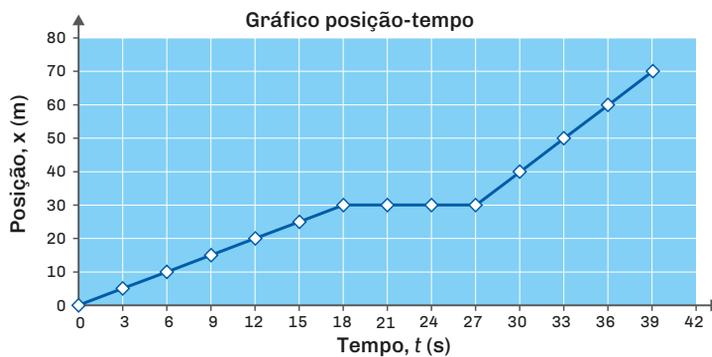
## Exercícios de aplicação

- 1** A figura seguinte representa quatro opções diferentes para o movimento retilíneos de um carrinho. Entre cada imagem do carrinho, o intervalo de tempo decorrido é igual.

Seleciona a opção que descreve um movimento retilíneo uniforme.



- 2** Considera o gráfico seguinte:



- 2.1.** Calcula o valor da velocidade para os intervalos de tempo  $[0; 9]$  e  $[9; 18]$  s.
- 2.2.** Determina a velocidade para o intervalo de tempo  $[30; 39]$  s.
- 2.3.** Compara os declives das retas nos intervalos de tempo  $[0; 18]$  s e  $[30; 39]$  s com os valores da velocidade calculados para estes intervalos de tempo. O que podes concluir?
- 2.4.** Escreve a equação de horário do movimento para o intervalo de tempo  $[0; 18]$  s.
- 2.5.** Qual é o valor da velocidade no intervalo de tempo  $[21; 24]$  s?



## 2. Fundamentos da dinâmica

### 2.1. Força

Uma bola que esteja parada não começa a mover-se sozinha nem altera o seu movimento sem alguém lhe dar um pontapé (figura 21).

A forma de uma mola não muda sozinha. É necessário apertá-la ou esticá-la para que se altere (figura 22).



**Fig. 21** Chutar e travar altera o movimento da bola.



**Fig. 22** Apertar e esticar a mola altera a forma.

Quando empurras, puxas, travas, esticas ou apertas qualquer corpo, estás a aplicar uma força.

As forças não se veem. Sabemos que elas existem porque detetamos os seus efeitos, tais como a alteração do estado de repouso ou de movimento de um corpo e a sua deformação.

A **força** é todo o agente capaz de **provocar alteração do estado de movimento** ou de **repouso** de um corpo ou de **provocar a sua deformação**.

As forças podem ter diferentes origens e atuar de diferentes formas, mas surgem sempre aos pares.

Quando dás um pontapé numa bola, exerces sobre ela uma força (seta a vermelho) que a faz mover para a frente. Durante o contacto com a bola, sentes no teu pé uma outra força (seta azul) que o desvia para trás (figura 23).

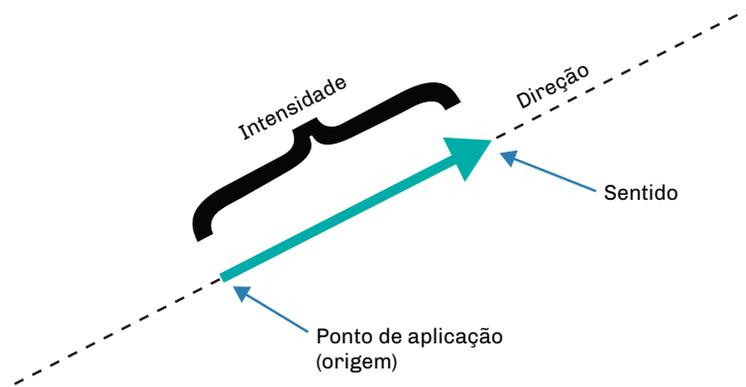
As **forças descrevem a interação** entre corpos.



**Fig. 23** Um par de forças.

A força é toda a causa capaz de provocar alteração do estado de movimento ou de repouso de um corpo ou de provocar a sua deformação.

A **força**,  $\vec{F}$ , é uma grandeza vetorial e, como tal, representa-se por um vetor como o representado na figura 24.



**Fig. 24** Representação de uma força.

Uma força só fica completamente caracterizada quando se indica:

- o **ponto de aplicação** – ponto onde a força é exercida;
- a **direção** – direção da reta segundo a qual atua a força;
- o **sentido** – orientação da força numa dada direção, indicada pela seta;
- a **intensidade** – comprimento do vetor e a unidade.

A **unidade do Sistema Internacional** de força é o **newton**, representado por **N**, em homenagem a Isaac Newton, ou  $\text{kg}\cdot\text{m}/\text{s}^2$  (leia-se quilograma metro por segundo ao quadrado).

A intensidade das forças é medida com um dinamómetro (figura 25).

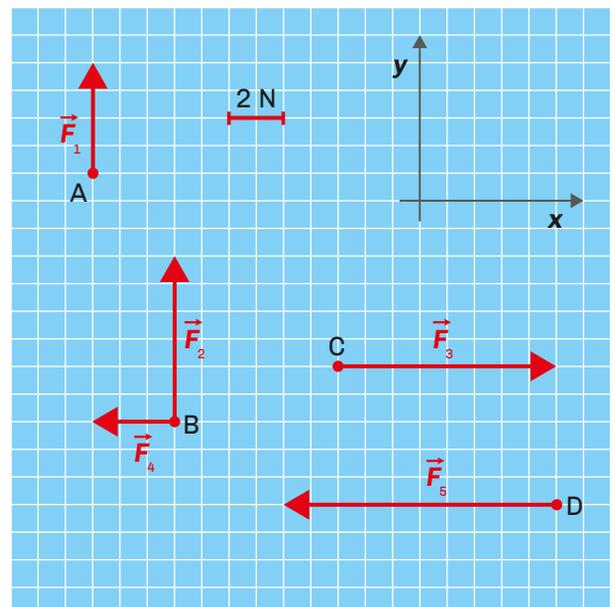


**Fig. 25** Dinamómetro.

### Exercício resolvido

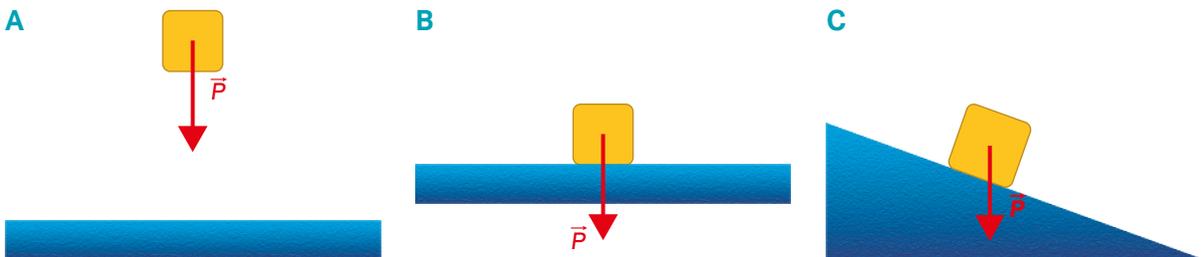
Considera as forças representadas na figura.

- 1.1 Indica as características das forças  $\vec{F}_2$  e  $\vec{F}_3$ .
- 1.2 Que forças têm a mesma direção e sentido que  $\vec{F}_4$ ?
- 1.3 Que forças têm o mesmo ponto de aplicação?
- 1.4 Que forças têm o sentido negativo do eixo dos  $xx$ ?



**Resolução:**1.1  $\vec{F}_2$ **Ponto de aplicação:** ponto B**Direção:** vertical (direção do eixo dos  $yy$ ).**Sentido:** de baixo para cima (sentido positivo do eixo dos  $yy$ )**Intensidade:**  $F_2 = 6 \text{ N}$  $\vec{F}_3$ **Ponto de aplicação:** ponto C**Direção:** horizontal (direção do eixo dos  $xx$ ).**Sentido:** de esquerda para direita (sentido positivo do eixo dos  $xx$ )**Intensidade:**  $F_3 = 8 \text{ N}$ 1.2 Existe apenas uma força com a mesma direção e sentido que  $\vec{F}_4$ . Essa força é  $\vec{F}_5$ .1.3 As forças que têm o mesmo ponto de aplicação são as forças  $\vec{F}_2$  e  $\vec{F}_4$ .1.4 As forças que têm o sentido negativo do eixo dos  $xx$  são as forças  $\vec{F}_4$  e  $\vec{F}_5$ .**Exemplos de forças que encontramos no dia a dia****Peso**

O **peso** de um corpo é a força gravítica com que a Terra o atrai. Na figura 26 está representado o peso ( $P$ ) de um corpo em três situações diferentes: quando se encontra no ar (figura 26A), quando se encontra sobre uma superfície horizontal (figura 26B) e quando se encontra sobre um plano inclinado (figura 26C).

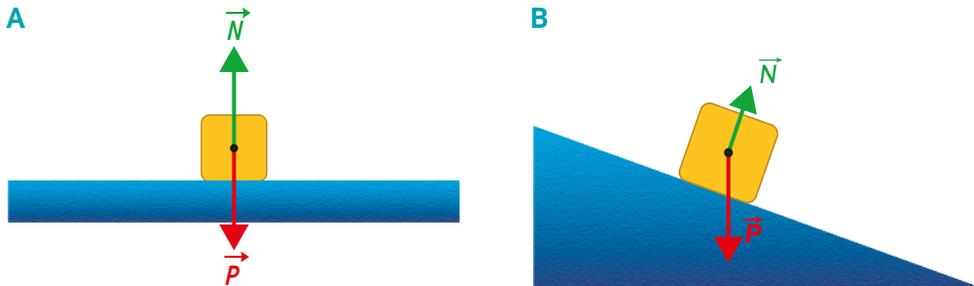


**Fig. 26** O peso tem sempre direção vertical do lugar onde se encontra e aponta sempre para o centro da Terra.

O peso tem sempre a **direção da vertical** do lugar da Terra onde o corpo se encontra e **aponta sempre para o centro da Terra**.

## Reação normal

Quando um corpo está assente, por exemplo, sobre uma superfície horizontal (figura 27A) ou sobre um plano inclinado (figura 27B), existe uma força que o impede de “atravessar” a superfície. Esta força chama-se **reação normal** da superfície, que se representa por  $\vec{N}$ . Tem sempre a **direção perpendicular** (normal) à superfície onde se encontra o corpo.

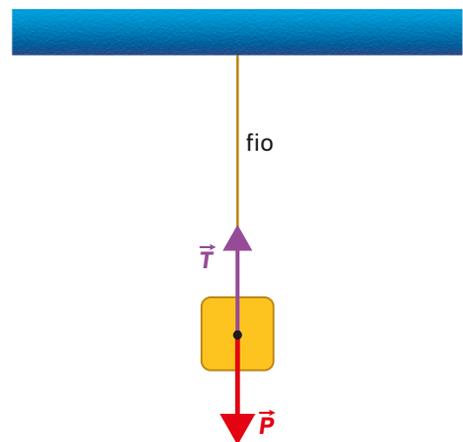


**Fig. 27** A reação normal tem sempre uma direção perpendicular à superfície onde se encontra.

## Tensão

Quando um corpo está, por exemplo, suspenso por um fio (figura 28), este exerce sobre o corpo uma força que o impede de cair devido à força gravítica que a Terra exerce sobre ele.

Esta força chama-se **tensão** e representa-se por  $\vec{T}$ . Se cortares o fio ou se o mesmo partir, a força de tensão deixa de existir e o corpo cai devido ao peso.



**Fig. 28** Corpo suspenso por um fio.

## Força de atrito

As **forças de atrito**,  $\vec{F}_a$ , resultam da interação entre duas superfícies, quando ocorre o deslizamento de um corpo sobre outro, ou na iminência do movimento de uma superfície relativamente a outra com a qual está em contacto.

As forças de atrito podem ser representadas por vetores que possuem a direção do movimento e um sentido que se opõe ao movimento ou tentativa dele.



**Fig. 29** A aplicação da força  $\vec{F}_1$  na caixa produz a existência de forças de atrito  $\vec{F}_a$  que se opõe ao movimento do corpo.



## Resultante de um sistema de forças

Na maioria dos casos, sobre um corpo não atua apenas uma única força, mas sim várias forças. Por isso, diz-se que o corpo está sujeito a um **sistema de forças**, a que corresponde uma **resultante**, simbolizada por  $\vec{F}_R$ .

O efeito produzido pela resultante de forças  $\vec{F}_R$  é equivalente ao efeito produzido por todas as forças aplicadas no corpo. Assim, se considerares várias forças,  $\vec{F}_1, \vec{F}_2, \vec{F}_3, \dots$ , a atuarem num corpo, a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , **é igual à soma de todas as forças** que atuam no corpo, ou seja:

$$\vec{F}_R = \vec{F}_1 + \vec{F}_2 + \vec{F}_3 + \dots$$

Para determinar a resultante de forças de um sistema de forças, tens de recorrer às regras de cálculo vetorial.

### Forças com a mesma direção e sentido

Considera duas forças,  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$ , a atuarem sobre um mesmo corpo (figura 29A).

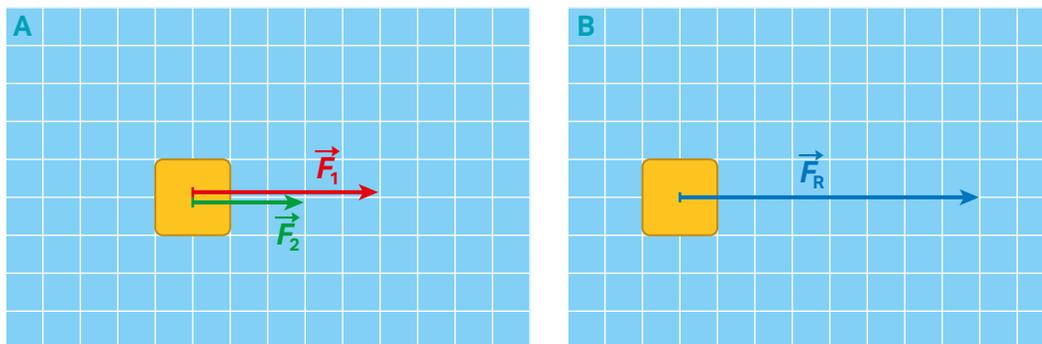


Fig. 30 (A) Forças com a mesma direção e sentido. (B) Resultante das forças.

A **resultante de forças**,  $\vec{F}_R$  tem (figura 30B):

- **Direção:** a **mesma** de  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$ .
- **Sentido:** o **mesmo** de  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$ .
- **Intensidade:** igual à **soma** das intensidades de  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$ .

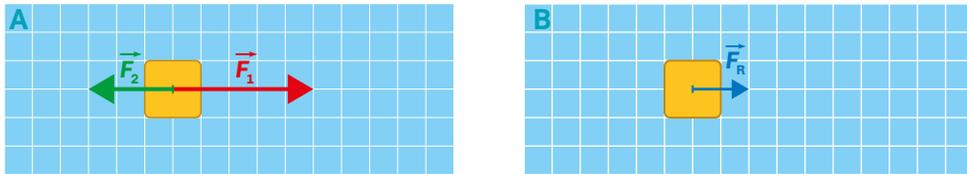
Quando num corpo atuam duas forças com a mesma direção e sentido, a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , tem:

- direção e sentido iguais aos das duas forças;
- intensidade igual à soma das intensidades das duas forças:

$$F_R = F_1 + F_2$$

### Forças com a mesma direção e sentidos opostos

Considera duas forças,  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$ , a atuarem sobre um mesmo corpo (figura 31A).



**Fig. 31** (A) Forças com a mesma direção mas sentidos opostos. (B) Resultante das forças.

A **resultante de forças** tem (figura 31B):

- **direção:** a **mesma** de  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$ ;
- **sentido:** igual ao da **força de maior intensidade** – neste caso, o de  $\vec{F}_1$ ;
- **intensidade:** igual à **diferença** das intensidades de  $\vec{F}_1$  e de  $\vec{F}_2$ .

Quando num corpo atuam duas forças com a mesma direção, mas sentidos opostos, a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , tem:

- direção e sentido iguais aos da força de maior intensidade;
- intensidade igual à diferença entre as intensidades das duas forças:

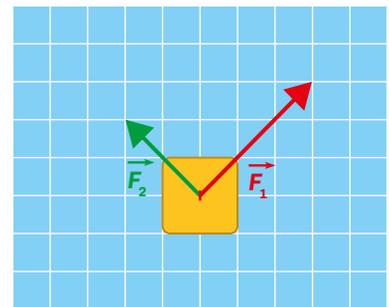
$$F_R = F_1 - F_2 \text{ (sendo } F_1 > F_2\text{)}$$

### Forças perpendiculares entre si

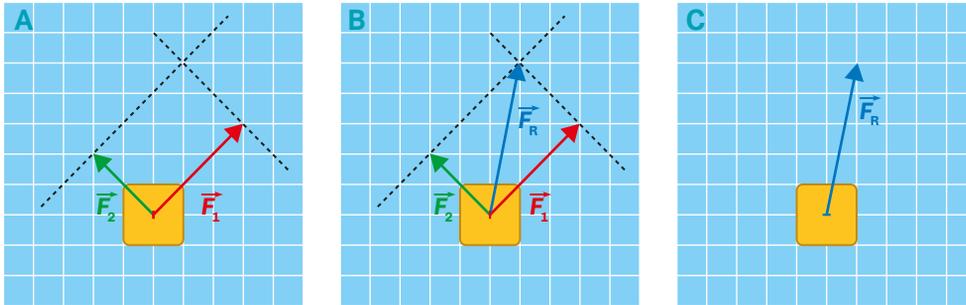
Considera duas forças,  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$ , a atuarem sobre um mesmo corpo (figura 32).

Para obteres a **resultante de forças**,  $\vec{F}_R$ , tens de aplicar a **regra do paralelogramo**, procedendo da seguinte forma:

- traça, a tracejado, um segmento de reta paralelo à força  $\vec{F}_1$  que passe pela extremidade de  $\vec{F}_2$  (figura 33A);
- traça, também a tracejado, um segmento de reta paralelo à força  $\vec{F}_2$  que passe pela extremidade de  $\vec{F}_1$  (figura 33A);
- a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , será um vetor com origem no ponto de aplicação das duas forças e extremidade no vértice oposto do paralelogramo (figura 33B).



**Fig. 32** Forças perpendiculares entre si.



**Fig. 33** (A) e (B) Determinação da resultante das forças pelo método do paralelogramo. (C) Resultante das forças.

Assim, a **resultante de forças**,  $\vec{F}_R$ , tem (figura 33C):

- **ponto de aplicação:** comum às duas forças,  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$ , que lhe dão origem;
- **direção:** determinada geometricamente pela regra do paralelogramo;
- **sentido:** determinado geometricamente pela regra do paralelogramo, do ponto de aplicação das duas forças para o vértice oposto do paralelogramo;
- **intensidade:** uma vez que as forças  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$  são perpendiculares entre si, a intensidade da resultante pode ser determinada pelo **Teorema de Pitágoras**:

$$F_R = \sqrt{F_1^2 + F_2^2}$$

Quando num corpo atuam duas forças perpendiculares entre si, a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , tem:

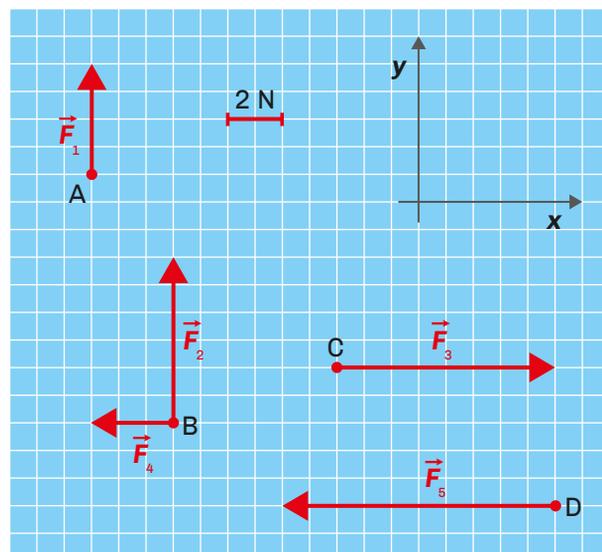
- direção e sentido obtidos geometricamente pela regra do paralelogramo;
- intensidade calculada pelo Teorema de Pitágoras:

$$F_R = \sqrt{F_1^2 + F_2^2}$$

### Exercício resolvido

Considera as forças representadas na figura.

- 1.1 Calcula a intensidade da resultante de forças entre  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$ .
- 1.2 Calcula a intensidade da resultante de forças entre  $\vec{F}_3$  e  $\vec{F}_5$ .
- 1.3 Calcula a intensidade da resultante de forças entre  $\vec{F}_4$  e  $\vec{F}_2$ .



**Resolução:**

- 1.1 Como  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$  têm a mesma direção e sentido, a intensidade da resultante de forças é calculada pela soma das intensidades das duas forças.

$$\text{Fórmula: } F_R = F_1 + F_2$$

$$F_R = 4 + 6 \Leftrightarrow F_R = 10 \text{ N}$$

**Resposta:** A intensidade da resultante de forças é 10 N.

- 1.2 Como  $\vec{F}_3$  e  $\vec{F}_5$  têm a mesma direção mas sentidos opostos, a intensidade da resultante de forças é calculada pela diferença das intensidades das duas forças.

$$\text{Fórmula: } F_R = F_5 - F_3$$

$$F_R = 10 - 8 \Leftrightarrow F_R = 2 \text{ N}$$

**Resposta:** A intensidade da resultante de forças é 2 N.

- 1.3 Como  $\vec{F}_4$  e  $\vec{F}_2$  são perpendiculares entre si, a intensidade da resultante de forças é calculada pelo Teorema de Pitágoras.

$$\text{Fórmula: } F_R = \sqrt{F_4^2 + F_2^2}$$

$$F_R = \sqrt{F_4^2 + F_2^2} \Leftrightarrow \sqrt{4^2 + 6^2} \Leftrightarrow F_R = \sqrt{52} \Leftrightarrow F_R = 7,2 \text{ N}$$

**Resposta:** A intensidade da resultante de forças é 7,2 N.

**Atividade prática 3:** Determinação da intensidade da resultante de um sistema de forças que atuam num corpo

**Descrição da experiência**

A experiência consiste em determinar a resultante de forças com os dinamômetros quando as forças têm a mesma direção e sentido e quando são perpendiculares entre si.

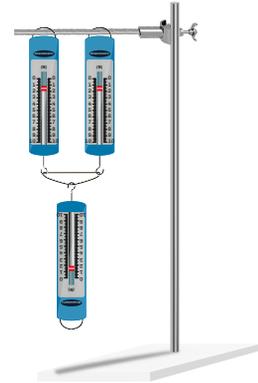
**Material**

- 3 dinamômetros
- Suporte universal
- Garra e noz
- Arame fino

## Procedimento

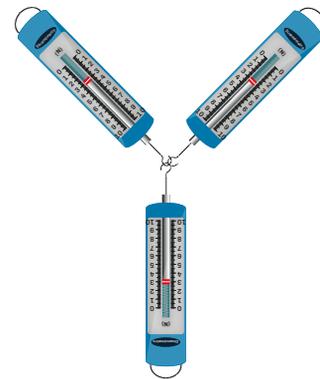
### Parte A

- 1 Suspender dois dinamômetros juntos, no suporte universal.
- 2 Suspender um terceiro dinamômetro nos dois dinamômetros já no suporte. Pode utilizar-se um arame fino para o conseguir.
- 3 Exercer uma força no terceiro dinamômetro.
- 4 Registrar os valores dos três dinamômetros.



### Parte B

- 1 Com a ajuda de um colega, colocar os três dinamômetros de modo que façam um ângulo de  $90^\circ$  entre si.
- 2 Esticar os dinamômetros e registrar os valores indicados por cada um.



## Análise

### Parte A

Dinamómetro	Força, $F$ (N)
1	
2	
3	...

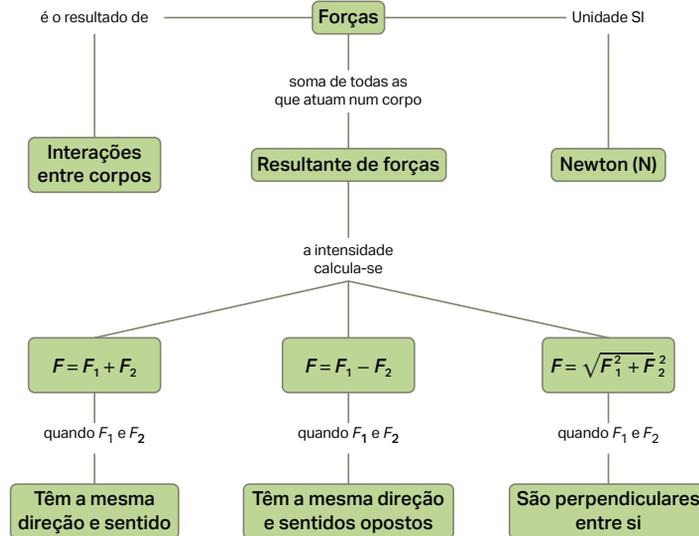
### Parte B

Dinamómetro	Força, $F$ (N)
1	
2	
3	...

## Conclusão

- O que mede o terceiro dinamómetro na parte A da atividade?
- O que mede o terceiro dinamómetro na parte B da atividade?
- Calcula o valor medido pelo terceiro dinamómetro com recurso ao Teorema de Pitágoras e compara com o valor medido.

## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

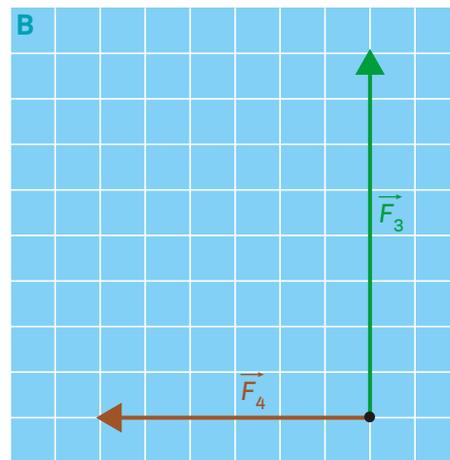
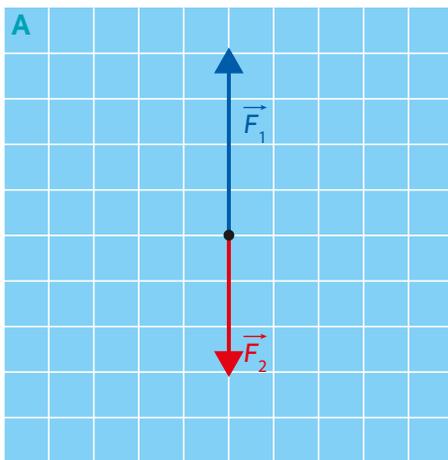
- Em Física, as **interações** entre corpos são traduzidas por **forças**.
- Uma **força** é toda a causa capaz de **deformar um corpo** ou de **alterar o estado de repouso ou de movimento** de um corpo.
- As **forças** são grandezas **vetoriais**.
- A **unidade SI** de **força** é o **newton**, cujo o símbolo é o **N** ou  $\text{kg m/s}^2$ .
- A **resultante de forças**,  $\vec{F}_R$ , é igual à soma vetorial de todas as forças que atuam no corpo.
- Quando num corpo atuam **duas forças com a mesma direção e sentido**, a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , tem:
  - direção e sentido iguais aos das duas forças;
  - intensidade igual à soma das intensidades das duas forças:  $F_R = F_1 + F_2$
- Quando num corpo atuam **duas forças com a mesma direção mas sentidos opostos**, a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , tem:
  - direção e sentido iguais aos da força de maior intensidade;
  - intensidade igual à diferença das intensidades das duas forças:
 
$$F_R = F_1 - F_2$$
- Quando, num corpo, atuam **duas forças perpendiculares entre si**, a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , tem:
  - direção e sentido obtidos geometricamente pela regra do paralelogramo;
  - intensidade calculada pelo Teorema de Pitágoras:

$$F_R = \sqrt{F_1^2 + F_2^2}$$

## Exercícios de aplicação

- 1** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:
- (A) As forças são grandezas escalares.
  - (B) O ponto de aplicação de uma força corresponde ao ponto onde a força atua.
  - (C) O sentido de uma força corresponde à orientação da força numa dada direção; em cada direção existem dois sentidos.
  - (D) O valor ou a intensidade da força corresponde ao valor da força acompanhado da respetiva unidade, podendo ser medido com uma balança.
  - (E) A unidade de força no Sistema Internacional é o newton, cujo símbolo é o N.

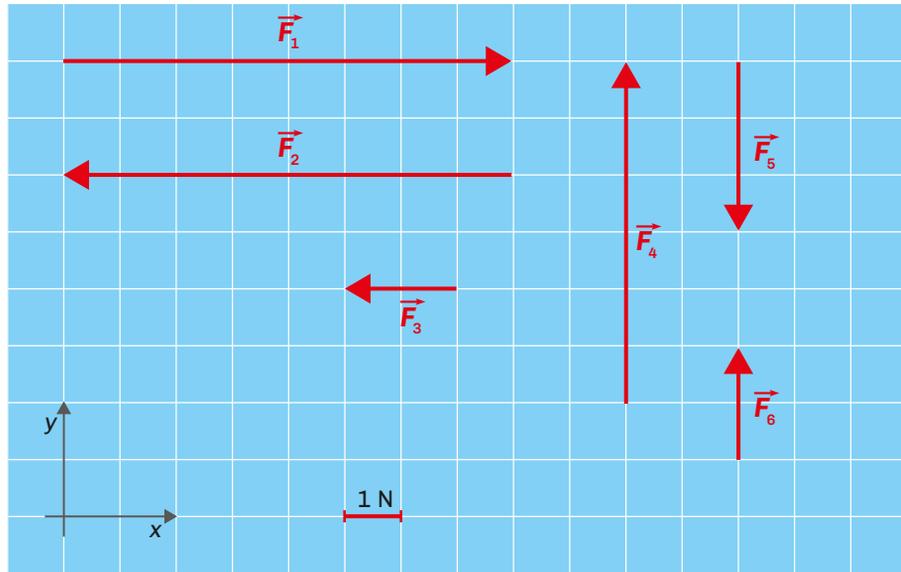
- 2** Considera as forças representadas em cada uma das figuras. Cada um dos lados da quadrícula equivale a 2 N.



Determina a resultante de forças de cada um dos sistemas.

- 3** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:
- (A) Em Física, as interações entre corpos são traduzidas por forças.
  - (B) Uma interação é uma ação não recíproca entre dois corpos.
  - (C) Os planetas descrevem trajetórias elípticas em torno do Sol, pois está na sua natureza curvar e ter essa trajetória.
  - (D) Alterar o estado de repouso ou de movimento de um corpo significa alterar a sua velocidade, isto é, significa alterar a direção da velocidade e/ou alterar o seu valor.

4 Considera as forças representadas na figura.



4.1. Indica as forças que têm:

4.1.1. a direção do eixo dos yy;

4.1.2. sentido positivo do eixo dos yy;

4.1.3. sentido negativo do eixo dos xx.

4.2. Determina a intensidade da resultante de forças de cada um dos seguintes sistemas de forças:

4.2.1.  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$

4.2.2.  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_3$

4.2.3.  $\vec{F}_2$  e  $\vec{F}_3$

4.2.4.  $\vec{F}_4$  e  $\vec{F}_5$

4.2.5.  $\vec{F}_5$  e  $\vec{F}_6$

4.2.6.  $\vec{F}_3$  e  $\vec{F}_6$

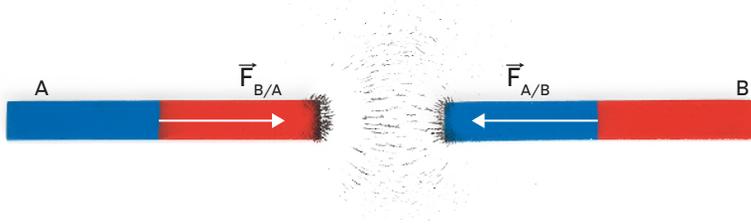
5 Sobre um corpo atuam duas forças com sentidos opostos. A força  $\vec{F}_1$  atua no sentido positivo e tem uma intensidade de 10 N. A força  $\vec{F}_2$ , que atua em sentido negativo, tem uma intensidade de 15 N.

Calcula a intensidade da resultante de forças que atuam sobre o corpo e indica o seu sentido.

## 2.2. Terceira Lei de Newton: Lei da Ação-Reação

Quando um corpo A interatua com um corpo B, exercem-se, simultaneamente, duas forças: a força que o corpo A exerce sobre o corpo B e a força que o corpo B exerce sobre o corpo A.

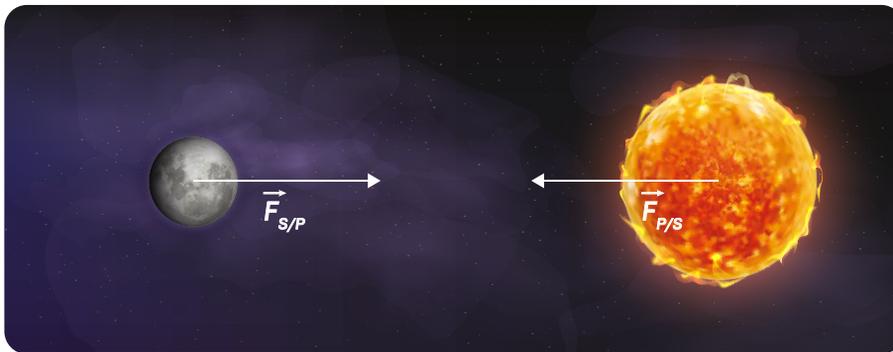
Na figura 34 está representada a interação magnética entre dois ímanes que se encontram próximos entre si.



**Fig. 34** Interação entre dois ímanes.

Pela observação da figura 34, podes concluir que as duas forças representadas,  $\vec{F}_{A/B}$  e  $\vec{F}_{B/A}$ , têm a mesma **intensidade** e a **mesma direção**, têm **sentidos opostos** e estão **aplicadas em corpos diferentes**. Uma das forças está a ser exercida no íman A e a outra no íman B.

O mesmo pode ser verificado na figura 35, na qual está representada a interação gravitacional entre o Sol e um planeta, sendo estas forças atrativas.



**Fig. 35** Interação gravitacional entre o Sol e um planeta.

Da mesma forma, quando dás um pontapé numa bola, exerces uma força na bola e, simultaneamente, a bola exerce uma força no teu pé (figura 36).

Quando martelas um prego, o martelo exerce uma força no prego e, simultaneamente, o prego exerce uma força sobre o martelo. Cada um destes **pares de forças** chama-se **par ação-reação**.



**Fig. 36** O pé exerce uma força na bola e, simultaneamente, a bola exerce uma força sobre o pé.



O cientista Isaac Newton (1643-1727) traduziu esta interação na **Lei da Ação-Reação**, também conhecida por **Terceira Lei de Newton**.

Se um corpo A exerce uma força,  $\vec{F}_{A/B}$ , sobre um corpo B, então, simultaneamente, o corpo B exerce uma força,  $\vec{F}_{B/A}$ , sobre o corpo A, que tem a mesma direção e a mesma intensidade, mas sentido contrário.

$$\vec{F}_{A/B} = -\vec{F}_{B/A}$$

Repara que as **forças** de um **par ação-reação** atuam em **corpos diferentes** e, por isso, os seus efeitos não se anulam.

## Exercícios

- 1** Completa corretamente as seguintes frases:

(A) A interação \_\_(1)\_\_ entre o Sol e um planeta pode ser traduzida por duas \_\_(2)\_\_ que têm a mesma intensidade e a mesma direção; contudo, têm sentidos opostos e estão aplicadas em corpos \_\_(3)\_\_ : uma das forças está a ser exercida no \_\_(4)\_\_ e a outra força está a ser exercida no Sol.

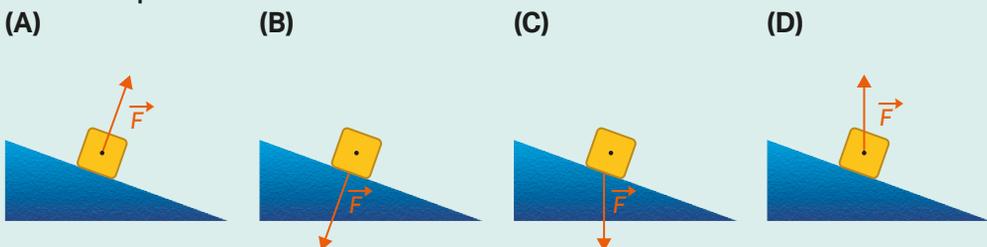
(B) Se um corpo A exerce uma \_\_(5)\_\_,  $\vec{F}_{A/B}$ , sobre um corpo B, então, \_\_(6)\_\_, o corpo B exerce uma força,  $\vec{F}_{B/A}$ , sobre o corpo A, que tem a mesma \_\_(7)\_\_ e a mesma \_\_(8)\_\_, mas sentido \_\_(9)\_\_.
- 2** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

(A) As forças de um par ação-reação têm a mesma direção e o mesmo sentido.

(B) Duas forças que constituem um par ação-reação têm sempre a mesma intensidade.

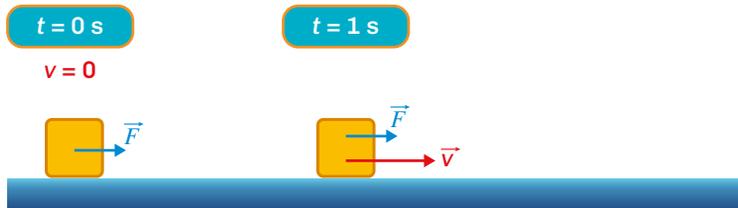
(C) As forças de um par ação-reação têm a mesma intensidade e estão aplicadas no mesmo corpo.

(D) As forças de um par ação-reação anulam-se, pois têm sentidos opostos.
- 3** Em qual dos esquemas seguintes está representada a força,  $\vec{F}$ , que o corpo exerce no plano inclinado?



## 2.3. Segunda Lei de Newton: Lei Fundamental da Dinâmica

Considera um corpo que se encontra parado sobre uma superfície horizontal sem atrito (figura 37). Se no instante  $t = 0$  s aplicares uma **força horizontal**,  $\vec{F}$ , com uma determinada intensidade, da esquerda para a direita, o corpo deixa de estar parado e aumenta progressivamente a sua velocidade na direção e sentido das forças aplicadas.



**Fig. 37** O corpo deixa de estar parado e aumenta progressivamente a sua velocidade, devido à ação de uma força.

Se ao mesmo corpo tivesses aplicado uma **força de maior intensidade** (figura 38), o corpo deixaria de estar parado, mas aumentaria muito mais a sua velocidade, num mesmo intervalo de tempo.



**Fig. 38** O corpo deixa de estar parado e aumenta mais a sua velocidade, devido à ação de uma força mais intensa.

Assim, comparando as figuras 37 e 38, podes concluir que quanto **maior** for a intensidade da **força** exercida sobre um corpo num determinado intervalo de tempo, mais rapidamente o corpo altera a sua velocidade nesse intervalo de tempo. Logo **maior** é a **aceleração** do corpo.

O diagrama seguinte ilustra a relação que existe entre a **resultante de forças**,  $\vec{F}_R$ , que atuam sobre um corpo e a **aceleração**,  $\vec{a}$ , adquirida pelo mesmo.

Quanto maior é a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , que atuam no corpo num dado intervalo de tempo,  $\Delta t$



Maior é a variação da velocidade,  $\Delta \vec{v}$ , sofrida pelo corpo nesse intervalo de tempo,  $\Delta t$



Maior é a aceleração,  $\vec{a}$ , que o corpo adquire

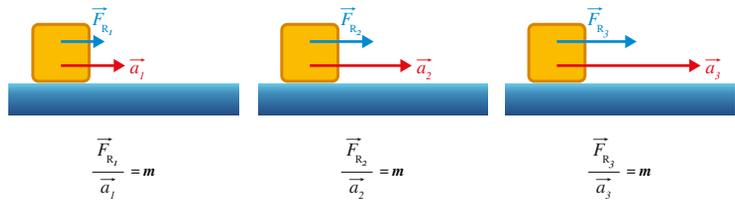


Na verdade, a **resultante de forças**,  $\vec{F}_R$  que atuam sobre um corpo é **diretamente proporcional** à **aceleração**,  $\vec{a}$ , adquirida pelo corpo, isto é, existe uma razão constante entre a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , que atuam sobre o corpo e a aceleração,  $\vec{a}$ , que este adquire (figura 39).



**Exercício**  
Aceleração com  
forças aplicadas

$$\frac{\vec{F}_R}{\vec{a}} = \text{constante}$$



**Fig. 39** Existe uma razão constante entre a resultante de forças que atuam sobre um corpo e a aceleração que este adquire.

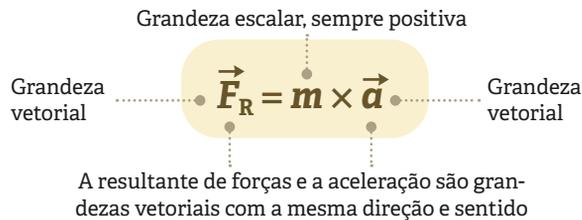
Da análise da figura 39, verificas que existe uma razão constante entre a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , que atua sobre o corpo e a aceleração,  $\vec{a}$ , que este adquire. Esta **constante** é a **massa inercial**,  $m$ , do corpo ou, simplesmente, massa do corpo.

Foi Newton quem relacionou pela primeira vez estas grandezas físicas na **Lei Fundamental da Dinâmica**, também designada por **Segunda Lei de Newton**, que se pode enunciar da seguinte forma:

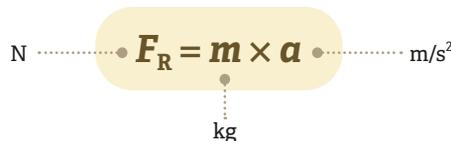
A resultante de forças,  $\vec{F}_R$  (soma vetorial de todas as forças que atuam num corpo), é diretamente proporcional à aceleração,  $\vec{a}$ , que ele adquire, sendo a contante de proporcionalidade a massa inercial,  $m$ , do corpo.

$$\vec{F}_R = m \times \vec{a}$$

Como a massa de um corpo é uma grandeza escalar sempre positiva, então a **resultante de forças**,  $\vec{F}_R$ , que atua sobre o corpo e a **aceleração**,  $\vec{a}$ , adquirida pelo mesmo **têm sempre a mesma direção e sentido**, tal como se indica no seguinte diagrama:



Considerando os valores da resultante de forças e da aceleração, escreve-se:



## Exercício resolvido

Pretende-se que um camião de massa 40 toneladas adquira no seu movimento uma aceleração de  $2,0 \text{ m/s}^2$ .

- 1.1 Calcula o valor da resultante de forças a que o camião deve estar sujeito de forma a ter a referida aceleração.
- 1.2 Calcula o valor da aceleração adquirida por um automóvel de massa 1500 kg se for sujeito à mesma resultante de forças aplicada no camião.

### Resolução:

Dados:  $m_c = 40 \text{ t} = 40\,000 \text{ kg}$        $a = 2,0 \text{ m/s}^2$        $m_a = 1500 \text{ kg}$

Fórmula:  $F_R = m \times a$

- 1.1  $F_R = 40\,000 \times 2,0 \Leftrightarrow F_R = 90\,000 \Leftrightarrow F_R = 9,0 \times 10^4 \text{ N}$
- 1.2  $90\,000 = 1500 \times a \Leftrightarrow a = \frac{90\,000}{1500} \Leftrightarrow a = 60 \text{ m/s}^2$

## Massa inercial

A **massa inercial**, ou simplesmente massa de um corpo, está associada à **inércia** ou **resistência** que o corpo manifesta quando ocorre qualquer alteração ao seu estado de repouso ou de movimento.

Para entenderes melhor o que isto significa, considera a tabela 5, na qual estão indicados os valores da aceleração adquirida por corpos de diferentes massas, quando sujeitos à mesma ação de forças, cuja resultante tem intensidade de  $6,0 \text{ N}$ .

Valor da força resultante (N)	Massa (kg)	Valor da aceleração ( $\text{m/s}^2$ )
6,0	1,0	6,0
6,0	2,0	3,0
6,0	3,0	2,0
6,0	4,0	1,5

Tabela 5

Da análise da tabela, podes verificar que, em corpos de massas diferentes sujeitos à mesma resultante de forças, **quanto maior é a massa** do corpo, **menor é a aceleração** que o mesmo adquire. Isto é, menor é a variação da velocidade sofrida pelo corpo, por unidade de tempo. Logo, quanto **maior é a massa** do corpo, **mais resistência tem o corpo em alterar o seu estado de repouso ou de movimento**.

## Peso e massa

Em Física, diz-se que um corpo se encontra **em queda livre quando está sujeito à força gravítica**. Assim, um corpo encontra-se em queda livre quando a única força que sobre ele atua é o seu peso,  $\vec{P}$  (figura 40).

Desprezando a resistência do ar, a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , que atuam sobre um corpo em queda livre é o peso do corpo,  $\vec{P}$ , ou seja,

$$\vec{F}_R = \vec{P}$$

De acordo com a Segunda Lei de Newton,  $\vec{F}_R = m \times \vec{a}$ ; também podes escrever,

$$\vec{P} = m \times \vec{a}$$

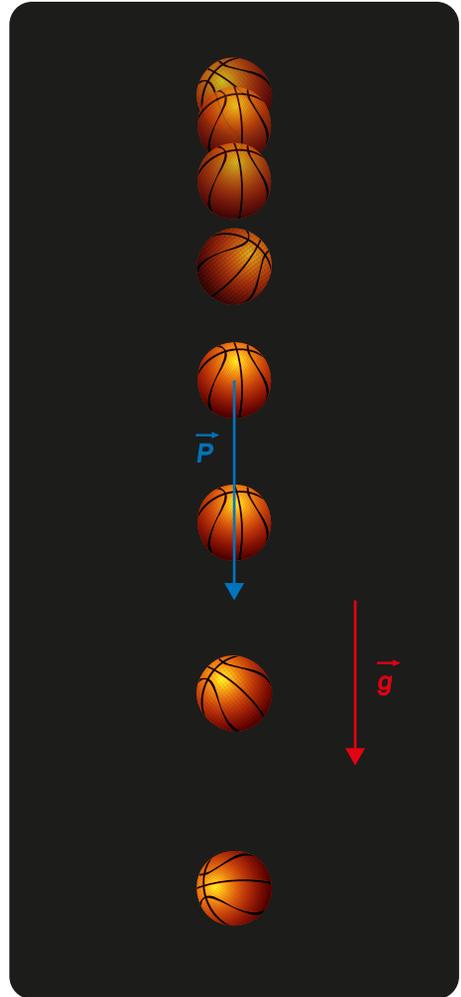
em que  $\vec{a}$  é a aceleração do corpo no seu movimento em queda livre. Esta aceleração chama-se **aceleração da gravidade** e representa-se por  $\vec{g}$ . A expressão anterior pode ser escrita da seguinte forma:

$$\vec{P} = m \times \vec{g}$$

Considerando os valores do peso e da aceleração da gravidade, fica:

$$\text{N} \cdots \cdots \bullet \quad \mathbf{P = m \times g} \quad \cdots \cdots \bullet \quad \text{m/s}^2$$

$\vdots$   
 $\text{kg}$



**Fig. 40** Representação do peso e da aceleração da gravidade num corpo em queda livre.

Esta expressão permite estabelecer uma relação entre a **massa** e o **peso**, que não devem ser confundidos.

O valor do **peso** de um corpo é **diretamente proporcional** ao valor da sua **massa**, e a constante de proporcionalidade é ao valor da **aceleração da gravidade**,  $g$ , que em média, na Terra, tem o valor de  $9,8 \text{ m/s}^2$ .

### Exercício resolvido

Calcula a intensidade do peso de um automóvel de massa  $1500 \text{ kg}$ .

**Resolução:**

Dados:  $m = 1500 \text{ kg}$        $g = 9,8 \text{ m/s}^2$

Fórmula:  $P = m \times g$

$$P = 1500 \times 9,8 \Leftrightarrow P = 14700 \Leftrightarrow P = 1,47 \times 10^4 \text{ N}$$



O valor do peso de um corpo é diretamente proporcional ao valor da sua massa.

## Atividade prática 4: Medição da intensidade de uma força

### Descrição da experiência

A experiência consiste em determinar a resultante de forças com os dinamômetros quando as forças têm a mesma direção e sentido e quando são perpendiculares entre si.

### Material

- Balança
- Massas marcadas ou objetos variados
- Dinamómetro
- Suporte universal

### Procedimento

- 1 Medir massas ou os objetos na balança e registar os seus valores.
- 2 Suspender o dinamómetro no suporte universal.
- 3 Suspender sucessivamente as diferentes massas ou objetos no dinamómetro e regista os seus valores.

### Análise

- Preenche a tabela com os registos que realizaste.

Ensaio	Massa, $m$ (g)	Massa, $m$ (kg)	Força, $F$ (N)
1			
2			
3			
4			
5			
6			

### Conclusão

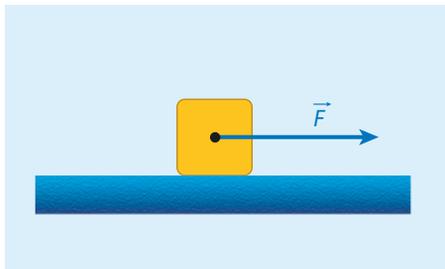
- Elabora um gráfico da força,  $F$ , em função da massa,  $m$ .
- Determina a relação entre o valor da força aplicada no dinamómetro e o valor das massas dos objetos suspensos.

## Exercícios de aplicação

**1** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

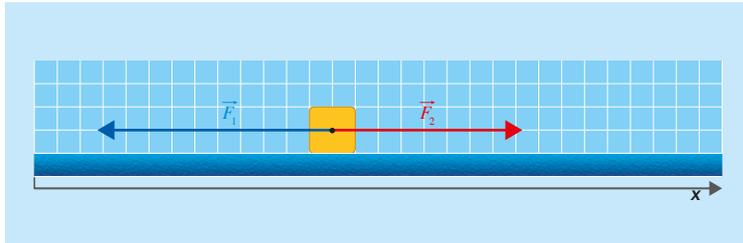
- (A) Uma força é toda a causa capaz de deformar um corpo ou de alterar o seu estado de repouso ou de movimento.
- (B) Alterar o estado de repouso ou de movimento de um corpo significa alterar a sua posição.
- (C) Para medir a variação da velocidade de um corpo, por unidade de tempo, utiliza-se uma grandeza física chamada aceleração.
- (D) Quanto maior é a força exercida sobre um corpo, num determinado intervalo de tempo, menor é a sua aceleração.
- (E) Quanto maior é a força exercida sobre um corpo, num determinado intervalo de tempo, mais rapidamente o corpo altera a sua velocidade nesse intervalo de tempo.

**2** Um corpo move-se sobre um plano horizontal quando é empurrado horizontalmente sob a ação de uma força  $\vec{F}$ , com a direção e sentido do movimento.



- 2.1.** Desenha, no teu caderno diário, a figura, representando numa escala adequada o peso do corpo de intensidade 4,0 N, a reação normal do plano, de intensidade 4,0 N, e a força  $\vec{F}$ , de intensidade 2,0 N.
- 2.2.** Determina a massa do corpo.
- 2.3.** Considerando que a superfície onde o corpo desliza é muito polida, determina:
  - 2.3.1.** a intensidade da resultante de forças;
  - 2.3.2.** o valor da aceleração do corpo.
- 2.4.** Considerando que a superfície é rugosa e que atua uma força de atrito de intensidade 1,2 N, determina:
  - 2.4.1.** a intensidade da resultante de forças;
  - 2.4.2.** o valor da aceleração do corpo.

- 3 Um corpo de massa 600 g, inicialmente em repouso sobre uma superfície horizontal, fica sujeito a um sistema de forças, tal como se indica na figura.



Considera que cada um dos lados da quadrícula equivale a 0,3 N e tem atenção o referencial (eixo Ox) indicado.

- 3.1. Determina o valor da aceleração do corpo se estivesse apenas sujeito à força  $\vec{F}_1$ .
- 3.2. Determina o valor da aceleração do corpo se estivesse apenas sujeito à força  $\vec{F}_2$ .
- 3.3. Calcula a intensidade da resultante de forças.
- 3.4. Determina o valor da aceleração do corpo se estivesse sujeito às forças  $\vec{F}_1$  e  $\vec{F}_2$ .
- 3.5. Qual é o valor da velocidade ao fim de 5,0 s, se atuarem as duas forças?
- 4 Um corpo de massa 4,0 kg que se encontra em repouso é atuado por uma resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , que faz com que o corpo adquira uma velocidade de 6 m/s ao fim de 2,0 s. Calcula a intensidade da resultante de forças.

- 5 Completa corretamente as seguintes frases:

- (A) A \_\_(1)\_\_ de todas as forças que atuam sobre um corpo é diretamente \_\_(2)\_\_ à \_\_(3)\_\_ que ele adquire, sendo a \_\_(4)\_\_ de proporcionalidade a massa \_\_(5)\_\_ do corpo.
- (B) Quanto \_\_(6)\_\_ é a massa de um corpo, maior é a \_\_(7)\_\_ que o corpo manifesta em \_\_(8)\_\_ o seu estado de repouso ou de \_\_(9)\_\_.
- (C) O valor da \_\_(10)\_\_ adquirida por um corpo, quando sujeito a uma determinada força \_\_(11)\_\_, é \_\_(12)\_\_ proporcional à \_\_(13)\_\_ inercial do corpo.
- (D) No mesmo local, e qualquer que seja o corpo considerado, ao dividir o valor do \_\_(14)\_\_ do corpo pela sua \_\_(15)\_\_, obtém-se sempre um valor que é constante.

## 2.4. Primeira Lei de Newton: Lei da Inércia

Quando um corpo se encontra em repouso, em relação a um certo referencial a sua velocidade é zero (não há movimento), pelo que não tem aceleração. Se a aceleração é nula, a expressão que traduz a Segunda Lei de Newton permite concluir que a resultante de forças que atuam sobre um corpo parado é igualmente nula.

$$F_R = m \times a \Leftrightarrow F_R = m \times 0 \Leftrightarrow F_R = 0$$

*E o que acontece a um corpo que se movimenta com velocidade constante?*

Para um corpo se movimentar com velocidade constante, é necessário que todas as características do vetor velocidade se mantenham constantes. Assim, a sua aceleração será nula e, conseqüentemente, a resultante de forças que atuam no corpo também.



**Fig. 41** Numa trajetória retilínea, quando a velocidade é constante, a aceleração e a resultante de forças são nulas.

Isaac Newton chegou a estas conclusões que apresentou na chamada **Lei da Inércia** ou **Primeira Lei de Newton**.

Se a **resultante de forças**,  $\vec{F}_R$ , que atuam num corpo for **nula**, o corpo permanece **em repouso** ou **em movimento retilíneo uniforme**, isto é, a sua velocidade permanece constante.

A análise da Lei da Inércia permite concluir que, devido à inércia, um corpo terá a tendência a permanecer no estado em que se encontra se a resultante de forças que atuam sobre ele for nula.

*O que acontece a um cavaleiro quando o seu cavalo trava de repente?*

Se o cavalo trava repentinamente, o cavaleiro tem tendência a manter o mesmo estado de movimento que o cavalo tinha. Desta forma, o cavaleiro é lançado para a frente.



**Fig. 42** A Primeira Lei de Newton explica a queda do cavaleiro.



**Exercício**  
1.ª lei de Newton

**Vídeo**  
A 1.ª lei de Newton



Nem sempre se pode associar a existência de atrito a situações que prejudicam o movimento.

### Forças de atrito úteis



O atrito entre os sapatos e o chão permite-nos andar.

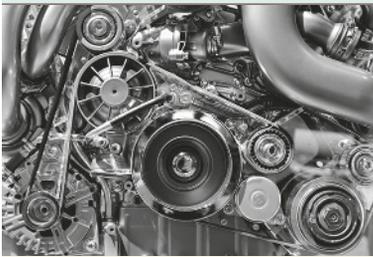


O atrito entre as mãos e o objeto permite-nos segurá-lo.



O atrito entre os fósforos e a lixa permite acendê-los.

### Forças de atrito prejudiciais



O atrito entre as peças de uma máquina provoca desgaste.



O atrito nas articulações dificulta o movimento e provoca dores.



O atrito entre os pneus e a estrada provoca o desgaste dos pneus.

## Segurança rodoviária

A segurança dos veículos em movimento e dos seus passageiros, tal como a prevenção de acidentes rodoviários, envolvem muitos dos conceitos e leis da Física.

Os sistemas de proteção utilizados nos veículos motorizados não evitam os acidentes, mas permitem minimizar os seus efeitos.

### Apoio de cabeça

A função principal do apoio de cabeça é evitar uma lesão perigosa no pescoço e na região cervical.

Quando um automóvel é atingido na retaguarda, ele sofre uma aceleração momentânea que as costas do passageiro acompanham. O pescoço e a cabeça do passageiro teriam tendência a ficar para trás, provocando lesões na coluna, o que é evitado pelo apoio da cabeça.



### Cinto de segurança

Quando um carro trava bruscamente, os seus ocupantes são projetados para a frente, devido à inércia. A utilização de cintos de segurança restringe o movimento dos ocupantes, prevenindo choques com o para-brisas e/ou com o volante, evitando que os passageiros sejam projetados para fora do automóvel.



### Airbag

A função do *airbag* é aumentar o tempo de imobilização dos ocupantes, diminuindo a intensidade das forças que neles atuam. O *airbag* é constituído por um saco que, em caso de acidente, se enche rapidamente, evitando a colisão dos ocupantes com a viatura. O *airbag* complementa a ação do cinto de segurança, mas não o substitui.



### Capacete

Os capacetes de boa qualidade permitem absorver os impactos que podem ocorrer na cabeça durante um acidente, diminuindo a intensidade das forças que nele atuam e a possibilidade de ocorrerem lesões graves. Para que o capacete seja eficaz, é necessário fixá-lo de forma firme e correta na cabeça.



### Materiais deformáveis

Os materiais utilizados na estrutura dos automóveis podem ser deformáveis ou resistentes.

Os materiais deformáveis e flexíveis são utilizados para aumentar o tempo de colisão, diminuindo a aceleração experimentada pelo veículo e pelos ocupantes durante a colisão. Esses materiais são, por exemplo, as ligas metálicas e os plásticos dos para-choques.



Os cintos de segurança, os *airbags* e os apoios de cabeça são elementos de vital importância na segurança rodoviária, pois, em caso de acidente, minimizam os danos causados nos passageiros, quando estes são projetados para fora dos lugares que ocupam.

## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

### • Terceira Lei de Newton ou Lei da Ação-Reação

Se um corpo A exerce uma força,  $\vec{F}_{A/B}$ , sobre um corpo B, então, simultaneamente, o corpo B exerce uma força,  $\vec{F}_{B/A}$ , sobre o corpo A, que tem a mesma direção e o mesmo valor, mas sentido contrário.

$$\vec{F}_{A/B} = -\vec{F}_{B/A}$$

### • Segunda Lei de Newton ou Lei Fundamental da Dinâmica

A resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , de todas as forças que atuam sobre um corpo é diretamente proporcional à aceleração,  $\vec{a}$ , que ele adquire, sendo a constante de proporcionalidade a massa inercial,  $m$ , do corpo.

$$\vec{F}_R = m \times \vec{a}$$

- A **massa inercial** de um corpo está associada à **inércia** ou **resistência** que o corpo manifesta em alterar o seu estado de repouso ou de movimento.
- O **valor do peso** de um corpo é diretamente proporcional ao valor da sua massa.

### • Primeira Lei de Newton ou Lei da Inércia

Se a resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , que atuam num corpo for nula, o corpo permanece em repouso ou em movimento retilíneo uniforme, isto é, a sua velocidade permanece constante.

- As **forças de atrito** são forças que se opõem ao deslizamento ou à tendência para esse movimento, que resultam da interação entre as superfícies em contacto. As **forças de atrito** podem ser **úteis** ou **prejudiciais**.
- Os **cintos de segurança**, os **airbags** e os **apoios de cabeça** são de vital importância, pois, em caso de acidente, minimizam os danos causados nos passageiros, quando estes são projetados por inércia para fora dos lugares que ocupam.

## Exercícios de aplicação

- 1 Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:
  - (A) O atrito entre as peças mecânicas de uma máquina também provoca aquecimento e desgaste das peças.
  - (B) Para diminuir o atrito e aumentar o desgaste das peças mecânicas no interior de uma máquina, é possível utilizar óleos lubrificantes e rolamentos.
  - (C) Nos escorregas de um parque aquático, utiliza-se água para diminuir o deslizamento e o atrito entre o corpo e o escorrega.
  - (D) Quando caminhamos ou corremos, são as forças de atrito entre os nossos sapatos e o solo que evitam que escorreguemos, permitindo maior aderência ao solo.
  - (E) As chuteiras têm pitões para aumentar o atrito e diminuir a aderência ao chão.
  
- 2 Indica dois exemplos em que o atrito é útil e dois exemplos em que o atrito é prejudicial.

- 3 Explica porque é que, quando um autocarro arranca bruscamente, os passageiros são atirados para trás.



- 4 Lê com atenção as situações apresentadas e assinala a lei que as explica.

	Lei da Inércia	Lei Fundamental da Dinâmica
Quando um autocarro trava bruscamente, os passageiros são projetados para a frente.		
Quando um corpo cai devido ao seu peso, a sua velocidade aumenta.		
Durante uma travagem, a velocidade de um automóvel diminui.		
Quando um cavalo para de repente, o cavaleiro é atirado para a frente.		

### 3. Forças e fluidos

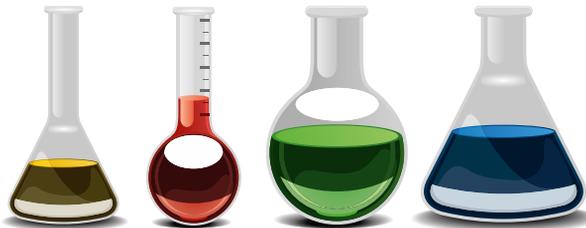
Os materiais à temperatura ambiente, podem encontrar-se em três estados físicos: sólido, líquido e gasoso.

Os materiais no estado sólido têm forma própria, enquanto os materiais que se encontram no estado líquido e gasoso têm forma variável.



**Fig. 43** Estados físicos da matéria.

Recebem o nome de **fluidos**, os materiais que têm a propriedade de se adaptar à forma do recipiente que os contém (figura 44).



**Fig. 44** Os líquidos e os gases adquirem rapidamente a forma do recipiente que os contém.

Consideram-se, portanto, fluidos os **líquidos** e os **gases**.

O fluido apresenta as seguintes características:

- não possui forma própria;
- adapta-se à forma do recipiente que o contém;
- as forças de ligação entre as suas unidades estruturais são tais que lhe permitem ter liberdade de movimento e mudar facilmente de posição.

Por exemplo, se fizeres uma abertura num recipiente onde esteja contido um fluido, poderás verificar que ele flui pela abertura do recipiente. Como podes verificar na figura 45, a água contida no coador flui pelos orifícios.



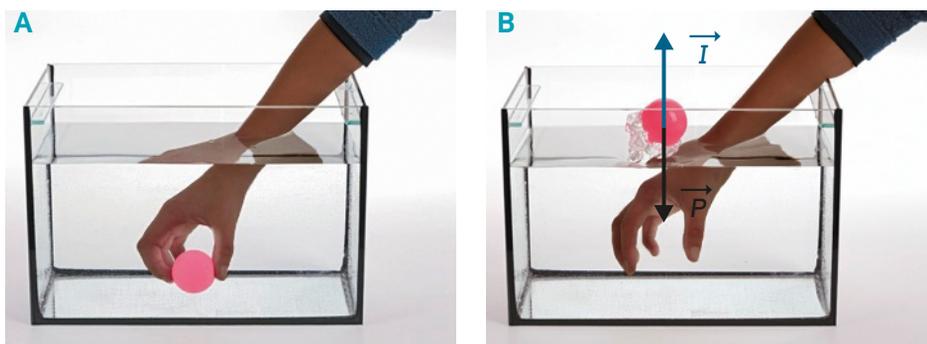
**Fig. 45** A água flui através dos orifícios.

Um fluido é um material que flui, podendo ser um líquido ou um gás.

### 3.1. Impulsão

Quando mergulhas qualquer objeto na água, tens a sensação de que se torna mais leve. Por exemplo, se mergulhares uma bola num tanque com água, esta é empurrada para cima, até à superfície (figura 46). Isto acontece porque existe uma força designada por **impulsão**,  $\vec{I}$ , que a empurra verticalmente para cima. A unidade SI de impulsão é o newton, que se representa pela letra maiúscula **N**, uma vez que a impulsão é uma força.

A impulsão foi descoberta há mais de dois mil anos e foi o sábio grego **Arquimedes** que a caracterizou.

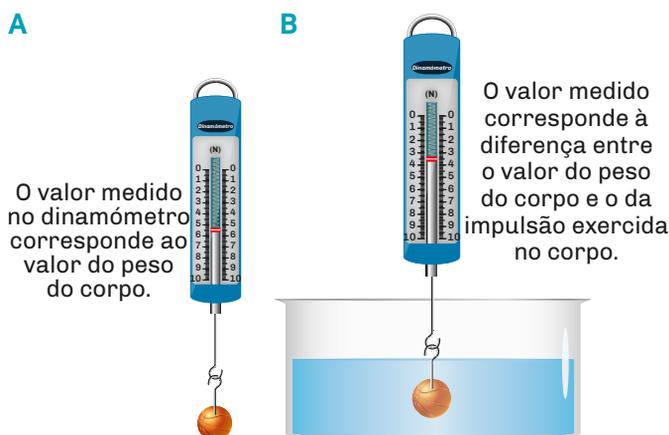


**Fig. 46** A bola desloca-se para a superfície devido à força de impulsão.

Arquimedes observou que:

- Um **corpo**, parcial ou totalmente imerso num fluido, **fica sujeito** a uma **força** vertical com sentido de baixo para cima, a que chamou **impulsão**.
- A **impulsão** que atua no corpo **não depende do material** de que é feito o corpo.
- A **impulsão** **depende do volume de fluido que o corpo desloca**, ao mergulhar nele.
- O **valor da impulsão** que atua no corpo é igual ao **valor do peso do volume de fluido deslocado pelo corpo**.

Devido à impulsão, o valor do peso dos corpos parece diminuir quando mergulhados num fluido. Por exemplo, se medires com um dinamómetro o peso de um corpo dentro e fora de um fluido, verificas que o peso (chamado de peso real),  $\vec{P}$ , do corpo medido fora do fluido (figura 47A) é maior do que o peso aparente,  $\vec{P}_{ar}$ , do mesmo corpo medido dentro do fluido (figura 47B).



**Fig. 47** O peso real e o peso aparente dos corpos.



Quando o corpo se encontra totalmente imerso do fluido, o valor do peso aparente do corpo é menor do que o valor do seu peso real, porque a impulsão,  $\vec{I}$ , que é exercida no corpo verticalmente de baixo para cima, faz com que o valor lido no dinamômetro seja inferior. Assim, a diferença entre o peso real e o peso aparente é a impulsão nele exercida.

$$I = P - P_a$$

### Exercício resolvido

Durante uma atividade prática, um grupo de alunos mediu com um dinamômetro o valor do peso de uma esfera maciça de um metal, tendo obtido o valor de 12,15 N. Mediram o valor do peso da mesma esfera dentro de água e obtiveram o valor de 10,05 N. Determina o valor da impulsão a que a esfera esteve sujeita.

#### Resolução:

$$\text{Fórmula: } I = P - P_a$$

$$P = 12,15 \text{ N}$$

$$P_a = 10,05 \text{ N}$$

$$I = ?$$

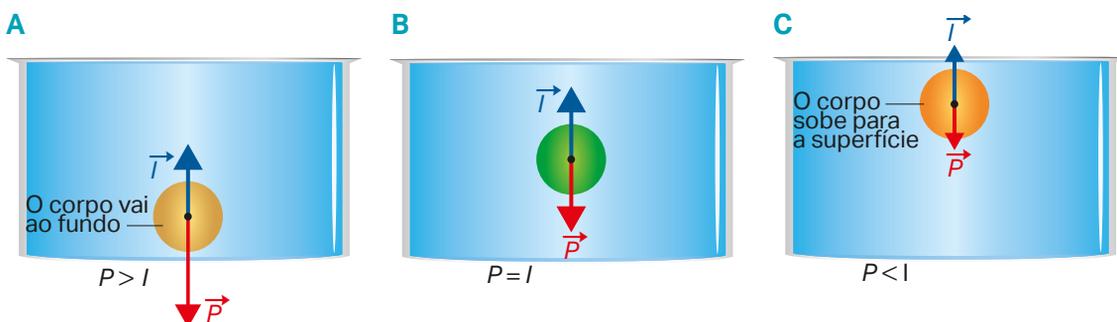
$$I = 12,15 - 10,05 \Leftrightarrow I = 2,10 \text{ N}$$

**Resposta:** O valor da impulsão a que esteve sujeita a esfera é 2,10 N.

Tal como viste anteriormente, um corpo submerso total ou parcialmente está sujeito a duas forças: o peso do corpo,  $\vec{P}$ , e a impulsão,  $\vec{I}$ .

A resultante destas duas forças,  $\vec{F}_R$ , que atuam sobre o corpo é igual à soma vetorial das forças  $\vec{P}$  e  $\vec{I}$ .

Os valores relativos destas duas forças, que têm sentidos contrários, determinam se um corpo afunda, se fica em equilíbrio no interior do fluido ou se sobe até à superfície do fluido. Assim:



**Fig. 48** Três corpos do mesmo tamanho, mas de diferentes materiais, submersos no mesmo fluido.

Se o peso tiver maior intensidade que a impulsão, isto é, se  $P > I$ , então o corpo vai ao fundo, pois a resultante das forças que atuam no corpo tem sentido de cima para baixo.

Se o peso e a impulsão tiverem igual intensidade, isto é, se  $P = I$ , então o corpo encontra-se em equilíbrio, pois a resultante das forças que atuam no corpo é nula.

Se o peso tiver menor intensidade que a impulsão, isto é, se  $P < I$ , então o corpo sobe para a superfície do fluido, pois a resultante das forças que atuam no corpo tem sentido de baixo para cima.



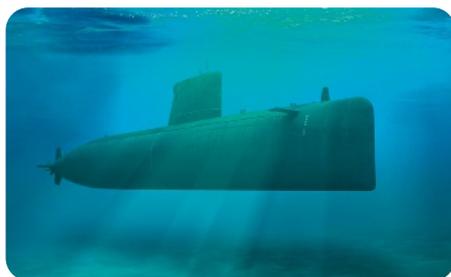
Vídeo  
Fatores de que  
depende a  
impulsão



## 3.2. Lei de Arquimedes

A Lei de Arquimedes explica muitas situações que são observadas no dia a dia.

Os barcos, por exemplo, apesar do seu peso, conseguem flutuar, pois o seu peso é equilibrado pela impulsão. A emersão e a submersão dos submarinos são explicadas pela Lei de Arquimedes.



**Fig. 49** A Lei de Arquimedes explica que um submarino possa emergir ou submergir.



**Fig. 50** Os barcos conseguem flutuar porque o seu peso é equilibrado pela força de impulsão.

A Lei de Arquimedes pode ser enunciada da seguinte forma:

Todo o corpo mergulhado total ou parcialmente num fluido fica sujeito a uma força vertical, dirigida de baixo para cima, cuja intensidade é igual ao valor do peso do volume do fluido deslocado pelo corpo.

Pela Lei de Arquimedes:

$$I = P_{\text{volume de fluido deslocado pelo corpo}}$$

Como o valor do peso do volume de fluido deslocado pelo corpo:

$$P_{\text{fluido deslocado pelo corpo}} = m_{\text{fluido deslocado pelo corpo}} \times g$$

então, o valor da impulsão pode ser calculado por:

$$I = m_{\text{fluido deslocado pelo corpo}} \times g$$

Por outro lado, como:

$$m_{\text{fluido deslocado pelo corpo}} = \rho_{\text{fluido}} \times V_{\text{fluido deslocado pelo corpo}}$$

em que,  $\rho_{\text{fluido}}$  é a massa volúmica do fluido. Assim, o valor da força de impulsão pode ser ainda calculado da seguinte forma:

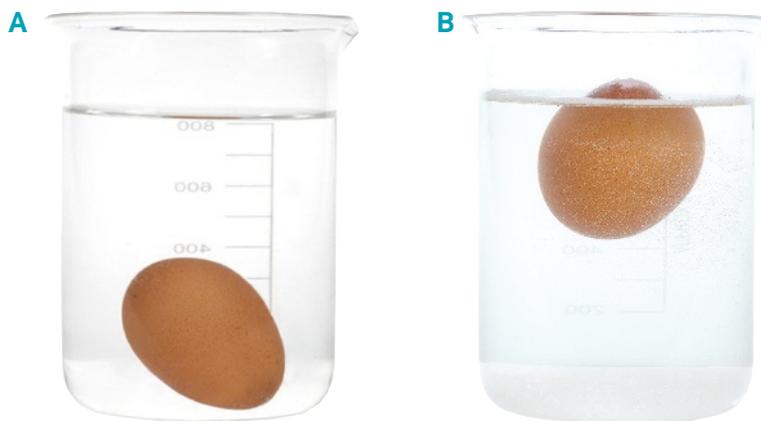
$$I = \rho_{\text{fluido}} \times V_{\text{fluido deslocado pelo corpo}} \times g$$

Por análise desta expressão, podes concluir que a impulsão depende:

- da massa volúmica do fluido;
- do volume do fluido que é deslocado pelo corpo (igual ao volume imerso do corpo).

Repara que quanto **maior** for a **massa volúmica** do fluido, **maior** é o **valor da impulsão** a que ele está sujeito.

Por exemplo, se colocares um ovo dentro de um recipiente com água (figura 51A) e, em seguida, dentro de um recipiente com água salgada (figura 51B), verificas que na água salgada, que é mais densa do que a água doce, a impulsão é maior. Este facto é bem visível, pois na água doce, o ovo tende a ficar no fundo do recipiente, enquanto na água salgada tende a ficar próximo da superfície.



**Fig. 51** Em (A), o ovo fica sujeito a uma impulsão menor do que em (B), porque a massa volúmica em (A) é menor do que a massa volúmica em (B).

## Atividade prática 5: Verificação da Lei de Arquimedes

### Descrição da experiência

Com esta atividade prática pretende-se verificar a Lei de Arquimedes, determinando a impulsão a que ficam sujeitos alguns corpos quando mergulhados num fluido.

e Manual Digital

Vídeo  
Verificação da lei de Arquimedes



### Material

- Dinamómetro
- Balança
- Pequeno corpo sólido (ex.: batata, esfera ou cubo metálico)
- Kitasato
- Pequena mangueira
- Gobelé

### Procedimento

- 1 Suspende o pequeno corpo sólido num dinamómetro.
- 2 Registrar o valor do seu peso.
- 3 Encher o kitasato com água, até ficar prestes a transbordar.
- 4 Inserir o pequeno corpo sólido (suspenso no dinamómetro) no interior do kitasato e registrar o valor aparente do peso.
- 5 Registrar o valor da massa de água recolhida no gobelé (massa de água deslocada).
- 6 Registrar as observações.



### Análise

- Regista os resultados na tabela seguinte:

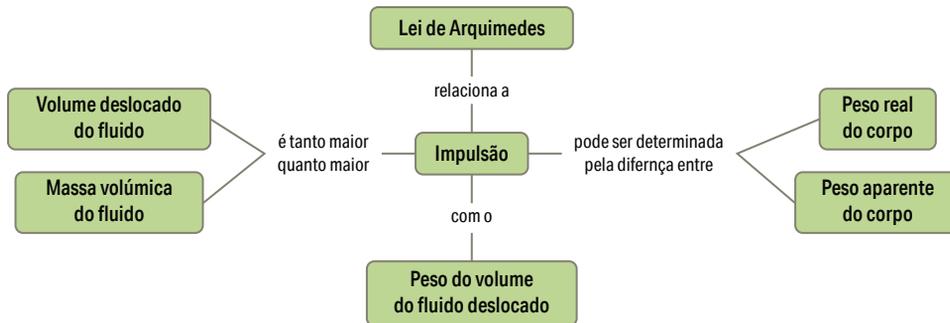
<b>Peso (N)</b>	
<b>Peso aparente (N)</b>	
<b>Massa de água deslocada (g)</b>	
<b>Massa de água deslocada (kg)</b>	

- Determina o valor da impulsão exercida sobre o corpo.
- Determina o peso da água deslocada. Considera  $g = 9,8 \text{ m/s}^2$ .

### Conclusão

- Compara o valor da impulsão exercida sobre o corpo com o valor do peso da água deslocada.
- Enuncia a Lei de Arquimedes.

## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- Um **fluido** é um material que flui, podendo ser um líquido ou um gás.
- **Lei de Arquimedes:** Todo o corpo mergulhado total ou parcialmente num fluido fica sujeito a uma força vertical, dirigida de baixo para cima, cuja intensidade é igual ao peso do volume do fluido deslocado pelo corpo. Essa força designa-se por **impulsão**.

$$I = P_{\text{volume de fluido deslocado pelo corpo}}$$

- O **valor de impulsão** pode ser calculado pela expressão:

$$I = \rho_{\text{fluido}} \times V_{\text{fluido deslocado pelo corpo}} \times g$$

- A **impulsão** depende:
  - da massa volúmica do fluido;
  - do volume do fluido que é deslocado pelo corpo.
- Quanto **maior** é a **massa volúmica do fluido** onde um corpo está parcial ou totalmente submerso, **maior** é a **impulsão** a que ele está sujeito.
- Quanto **maior** é o **volume de fluido que um corpo desloca** (volume do corpo que se encontra efetivamente imerso no fluido), **maior** é a **impulsão** a que ele está sujeito.
- Se o **peso tiver maior intensidade que a impulsão**, então o **corpo vai ao fundo**.
- Se o **peso e a impulsão tiverem igual intensidade**, então o **corpo encontra-se em equilíbrio**.
- Se o **peso tiver menor intensidade que a impulsão**, então o **corpo sobe para a superfície do fluido**.

## Exercícios de aplicação

- 1** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:
- (A) Os materiais, à temperatura ambiente, só se encontram em dois estados físicos: estado líquido e estado gasoso.
  - (B) Os materiais nos estado líquido e gasoso adquirem a forma dos recipientes que os contêm, pois as suas unidades estruturais fluem.
  - (C) Nos gases, as unidades estruturais espalham-se livremente.
  - (D) Um fluido pode ser tanto um sólido, como um líquido ou um gás.
- 2** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:
- (A) A impulsão é calculada pela diferença entre o peso real e o peso aparente do corpo.
  - (B) A intensidade da impulsão que atua num corpo é igual à intensidade do peso do volume de fluido deslocado pelo corpo.
  - (C) Um corpo, parcial ou totalmente submerso num fluido, fica sujeito a uma força vertical com sentido de cima para baixo, por parte do fluido.
  - (D) A impulsão que atua num corpo não depende do material que é feito o corpo, mas apenas do volume do corpo.
- 3** Completa no teu caderno diário as seguintes frases:
- (A) Um fluido, que pode ser tanto um líquido como um \_\_(1)\_\_, adquire a \_\_(2)\_\_ do recipiente que o contém.
  - (B) O valor da \_\_(3)\_\_ é igual ao valor do peso do volume de \_\_(4)\_\_ deslocado.
  - (C) O valor da impulsão depende da massa \_\_(5)\_\_ do fluido e do volume de \_\_(6)\_\_ que é deslocado pelo corpo.
- 4** A tabela seguinte diz respeito a quatro esferas de diferentes substâncias que, numa experiência realizada numa aula de laboratório, foram mergulhadas em água. Completa a tabela no teu caderno diário.

Substância	Massa (g)	Valor do peso (N)	Valor da impulsão (N)	Valor do peso aparente (N)
Alumínio		0,54	0,20	
Cobre		0,89		0,79
Chumbo	226			2,01
Ferro	78		0,10	

**5** Numa atividade prática na aula de laboratório de Físico-Química, um grupo de alunos utilizou uma esfera de alumínio com massa de 1,35 kg e volume de  $0,50 \text{ dm}^3$ . Na tabela ao lado estão indicadas das massas volúmicas de algumas substâncias no estado líquido. (Usa  $g = 10 \text{ m/s}^2$ )

Substância	Massa volúmica (a $20 \text{ }^\circ\text{C}$ ) ( $\text{kg/dm}^3$ )
Glicerina	1,22
Etanol	0,79
Propanona	0,78

**5.1.** Determina a intensidade da impulsão a que a esfera de alumínio fica sujeita quando é completamente mergulhada num recipiente que contém:

**5.1.1.** glicerina;      **5.1.2.** etanol;      **5.1.3.** propanona.

**5.2.** Em qual dos três fluidos a impulsão a que fica sujeita a esfera totalmente mergulhada é maior? Porquê?

**5.3.** Determina o valor da força de impulsão a que a esfera de alumínio fica sujeita quando apenas:

**5.3.1.** é mergulhado um quarto da esfera na glicerina;

**5.3.2.** é mergulhada metade da esfera em etanol;

**5.3.3.** são mergulhados dois terços da esfera em propanona.

**5.4.** Em qual dos fluidos, nas condições da alínea anterior, a impulsão a que fica sujeita a esfera de alumínio é maior? Porquê?

**6** Uma bola de borracha é mergulhada totalmente numa tina que contém água, ficando sujeita a uma impulsão de 0,27 N. Considera que a massa da bola é 15 g. (Usa  $g = 10 \text{ m/s}^2$ )

**6.1.** Determina o valor do peso da bola.

**6.2.** Determina o valor da resultante das forças que atuam na bola quando ela é largada no interior da tina com água.

**6.3.** Indica, justificando, o comportamento da bola depois de largada no interior da tina.

**7** Uma esfera de  $350 \text{ cm}^3$  foi colocada sobre a água de um aquário, tendo-se verificado que o volume imerso da esfera era de  $250 \text{ cm}^3$ . A massa volúmica da água é  $\rho_{\text{água}} = 1,0 \text{ kg/dm}^3$ . (Usa  $g = 10 \text{ m/s}^2$ )

**7.1.** Determina o volume da esfera em  $\text{dm}^3$ .

**7.2.** Determina o valor da impulsão a que a esfera fica sujeita quando se encontra a flutuar.

**7.3.** Determina a massa da esfera.

## 4. Momento linear e impulso de uma força

### 4.1. Momento linear

O **momento linear** de um corpo define-se como o **produto da massa pela sua velocidade**, num dado instante.

$$\text{momento linear} = \text{massa} \times \text{velocidade}$$

Sendo o **momento linear** uma grandeza vetorial que se representa por  $\vec{p}$  e a velocidade de uma grandeza vetorial também, podes escrever a expressão como:

$$\vec{p} = m \times \vec{v}$$

O vetor que representa o momento linear de um corpo tem:

- direção igual à da velocidade;
- sentido igual ao da velocidade;
- intensidade igual ao produto da massa pela velocidade.



**Fig. 52**  $\vec{v}$  e  $\vec{p}$  têm a mesma direção e o mesmo sentido.

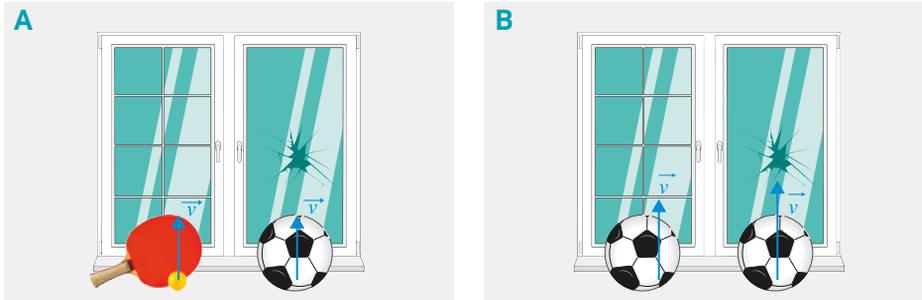
$$\text{kg m/s} \cdots \bullet \vec{p} = m \times v \cdots \bullet \text{m/s}$$

kg

A **unidade SI** de **momento linear** é o kg m/s, que se lê “quilograma metro por segundo”.

Supõe que uma bola de pingue-pongue e uma bola de futebol são atiradas com a mesma velocidade contra uma janela (figura 53A). Verifica-se que a bola de pingue-pongue não parte o vidro, enquanto a bola de futebol sim. Porque será que isto acontece?

Numa outra situação, duas bolas de futebol são atiradas contra uma janela (figura 53B). A bola da esquerda tem uma velocidade muito menor do que a bola do lado direito. Verifica-se que a primeira não parte o vidro, mas a segunda sim. Qual é a razão?



**Fig. 53 A** – Bolas com diferente massa e mesma velocidade. **B** – Bolas com a mesma massa com velocidade diferente.

Da análise das situações, podes verificar que o **momento linear** dos corpos é **tanto maior** quanto **maior for** a sua **massa** e a **velocidade**.

## 4.2. Impulso de uma força

O impulso de uma força permite-nos compreender como uma resultante de forças que atua num corpo, durante um determinado intervalo de tempo, pode alterar o estado de movimento desse corpo.

O **impulso** da força resultante é uma grandeza vetorial que se representa por  $\vec{I}$ , e define-se como o produto da resultante de forças,  $\vec{F}_R$ , exercida num corpo pelo intervalo de tempo,  $\Delta t$ , durante o qual a força atua.

$$\vec{I} = \vec{F}_R \times \Delta t$$

O vetor que representa o impulso da resultante de forças tem:

- direção igual à da resultante de forças;
- sentido igual ao da resultante de forças;
- intensidade igual ao produto da intensidade da resultante de forças pelo intervalo de tempo durante o qual atua.



**Fig. 54**  $\vec{I}$  e  $\vec{F}_R$  têm a mesma direção e sentido.

$$I = F_R \times \Delta t$$

A **unidade SI** de **momento linear** é o **N s**, que se lê “newton segundo”.

Uma bola é chutada por um jogador de futebol; um guarda-redes salta para defender a bola; uma ginasta salta para executar os seus exercícios. Estes são alguns exemplos de corpos que adquirem movimento devido ao impulso (figura 55).



**Fig. 55** Exemplos de corpos que adquirem movimento devido ao impulso.

O **impulso resultante de forças** é tanto **maior** quanto **maior for a intensidade** da resultante das forças e o seu **tempo de atuação**.

### 4.3. Lei da Variação do Momento Linear

Uma resultante de forças constante,  $\vec{F}_R$ , aplicada num corpo de massa,  $m$ , provoca-lhe uma aceleração,  $\vec{a}$ , de acordo com a Lei Fundamental da Dinâmica. Tendo em conta a definição de aceleração, tem-se que:

$$\begin{aligned}\vec{F}_R &= m \times \vec{a} \\ \vec{F}_R &= m \times \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t} \Leftrightarrow \\ \Leftrightarrow \vec{F}_R \times \Delta t &= m \times \Delta \vec{v}\end{aligned}$$

Atendendo às definições de momento linear e de impulso de uma força, esta expressão pode tomar então a forma:

$$\vec{I} = \Delta \vec{p}$$

impulso = variação do momento linear

$$F_R \times \Delta t = m \times v_f - m \times v_i$$

Esta expressão traduz a **Lei da Variação do Momento Linear**.

Sempre que num corpo atua uma resultante de forças não nula, o **impulso** dessa resultante é igual à **variação do momento linear** do corpo.

A **variação do momento linear** será **tanto maior quanto maior for o intervalo de tempo** de atuação da força e quanto **maior for a intensidade da resultante das forças** exercida.



O **cinto de segurança**, devido à sua elasticidade, **faz aumentar o tempo de colisão** dos passageiros, reduzindo, assim, a força de impacto que neles atua.

O **airbag** tem por função **aumentar o tempo de colisão dos passageiros**, diminuindo a força de impacto que neles atua.

O **capacete** tem o interior almofadado para **aumentar o tempo de colisão**, diminuindo a força de impacto sobre a cabeça dos ciclistas.



## Trabalho de pesquisa

Pesquisa um vídeo na Internet sobre testes de segurança dos veículos antes de serem colocados à venda e elabora uma apresentação para explicares aos teus colegas de turma a diminuição da força de impacto nos passageiros, com base na Lei da Variação do Momento Linear.

### Exercício resolvido

Um automóvel de massa 1200 kg, que segue numa estrada plana e horizontal, com velocidade de 12 m/s, aumenta uniformemente a velocidade para 16 m/s, quando o condutor acelera durante 2 s.

- 1.1 Calcula o valor do momento linear antes de o condutor acelerar.
- 1.2 Calcula o valor do momento linear depois de o condutor acelerar.

- 1.3 Calcula o valor do impulso da resultante das forças que atua no automóvel durante os 2 s.
- 1.4 Calcula a intensidade da resultante das forças que atuaram no automóvel durante os 2 s.

**Resolução:**

1.1 Fórmula:  $p_i = m \times v_i$

$$m = 1200 \text{ kg}$$

$$v_i = 12 \text{ m s}^{-1}$$

$$p_i = ?$$

$$p_i = 1200 \times 12 \Leftrightarrow p_i = 14\,400 \text{ kg m/s}$$

**Resposta:** O momento linear inicial é 14 400 kg m/s

1.2 Fórmula:  $p_f = m \times v_f$

$$m = 1200 \text{ kg}$$

$$v_f = 16 \text{ m s}^{-1}$$

$$p_f = ?$$

$$p_f = 1200 \times 16 \Leftrightarrow p_f = 19\,200 \text{ kg m/s}$$

**Resposta:** O momento linear final é 19 200 kg m/s.

1.3 Fórmula:  $I = \Delta p = p_f - p_i$

$$p_i = 14\,400 \text{ kg m s}^{-1}$$

$$p_f = 19\,200 \text{ kg m s}^{-1}$$

$$I = 19\,200 - 14\,400 \Leftrightarrow I = 4800 \text{ N s}$$

**Resposta:** O impulso da resultante das forças é 4800 N s.

1.4 Fórmula:  $I = F_R \times \Delta t$

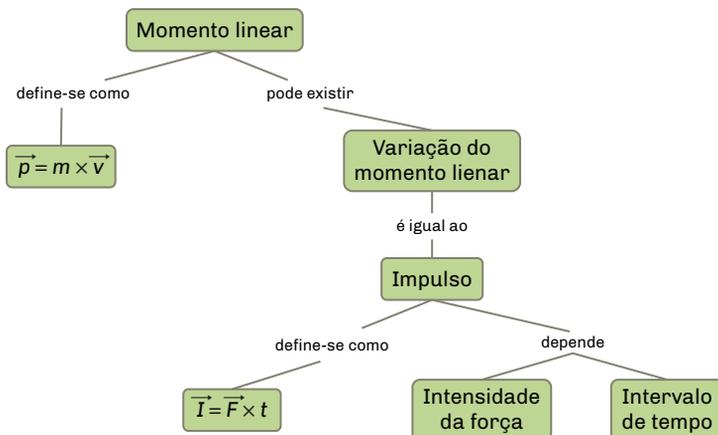
$$I = 4800 \text{ N s}$$

$$\Delta t = 2 \text{ s}$$

$$4800 = F_R \times 2 \Leftrightarrow F_R = 2400 \text{ N}$$

**Resposta:** A resultante das forças é 2400 N.

## Mapa de conceitos



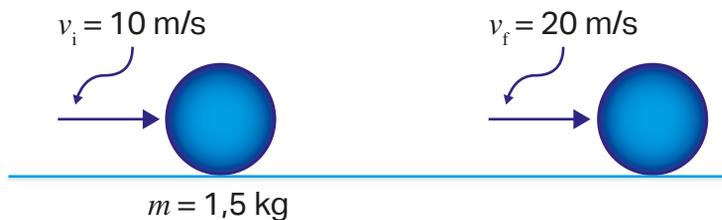
## Síntese de conteúdos

- O **momento linear** de um corpo é uma grandeza física caracterizada por:
  - intensidade igual ao produto da massa pela velocidade,  $p = m \times v$ ;
  - direção e sentido iguais aos da velocidade.
- A **unidade SI** de momento linear é quilograma vezes metro por segundo, kg m/s.
- O **momento linear** dos corpos é **tanto maior** quanto **maior for** a sua **massa** e a **velocidade**.
- O **impulso da resultante das forças** é uma grandeza física caracterizada por:
  - intensidade igual ao produto da resultante das forças pelo intervalo de tempo durante a qual atua,  $I = F_R \times \Delta t$ ;
  - direção e sentido iguais aos da velocidade.
- A **unidade SI** de impulso de uma força é newton segundo, N s.
- O **impulso da resultante das forças** é tanto **maior** quanto **maior for a intensidade** da resultante das forças e o **tempo de atuação**.
- A **Lei da Variação do Momento Linear** define que, sempre que sobre um corpo atua uma resultante de forças não nula, o seu impulso é igual à variação do momento linear do corpo.

$$I = \Delta p \Leftrightarrow F_R \times \Delta t = m \times v_f - m \times v_i$$

## Exercícios de aplicação

- 1 Um automóvel de 1500 kg move-se numa estrada horizontal à velocidade de 25 m/s. Qual é o valor do momento linear do automóvel?
- 2 Um jogador de hóquei aplica uma força constante de 80 N num disco de hóquei, durante 0,10 s. Determina o impulso experimentado pelo disco de hóquei.
- 3 Um jogador de futebol aplica uma força de intensidade 700 N sobre uma bola, durante um intervalo de tempo de 0,2 s. Determina o valor do impulso da força aplicada pelo jogador.
- 4 Um carro com a massa de 1250 kg move-se à velocidade de 5 m/s, quando colide com uma parede. Determina a intensidade da força do impacto, sabendo que o carro para ao fim de 0,8 s.
- 5 Determina durante quanto tempo deve agir uma força de intensidade 20 N sobre uma esfera de massa 1,5 kg, para que sua velocidade passe de 10 m/s para 20 m/s, mantendo a mesma direção e sentido.



- 6 Um objeto de massa 1 kg desloca-se ao longo de uma trajetória retilínea, sendo-lhe aplicada uma força que lhe provoca uma aceleração constante igual a  $0,50 \text{ m/s}^2$ . Sabendo que o objeto partiu do repouso, calcula o valor do seu momento linear, ao fim de 10 s.
- 7 Considera um automóvel de massa 1200 kg que se encontra em movimento sobre uma estrada horizontal, com uma velocidade de 90 km/h, e que, após colidir contra um obstáculo, acaba por parar.
  - 7.1. Determina o valor da velocidade antes da colisão, em unidades SI.
  - 7.2. Qual é a variação do momento linear?
  - 7.3. Determina a intensidade da força resultante exercida no automóvel caso o intervalo de tempo da colisão seja:
    - 7.3.1.  $\Delta t = 1 \text{ s}$
    - 7.3.2.  $\Delta t = 2 \text{ s}$

## TEMA 2

### página 90

1. (A) V; (B) F; (C) V.
2. (1) trajetória; (2) comprimento; (3) distância; (4) posições; (5) espaço; (6) trajetória.
3. (A) V; (B) F; (C) F; (D) V.
- 4.1. O automóvel descreveu uma trajetória retilínea.
- 4.2. Para  $t = 5,0$  s,  $x = 100$  m e  $t = 20,0$  s,  $x = 150$  m.
- 4.3.  $s = 50,0$  m
- 5.1. O elétrico descreve uma trajetória retilínea.
- 5.2.  $x = 32,0$  m
- 5.3.  $t = 9,0$  s
- 5.4.  $s = 48,0$  m
- 5.5.  $\Delta x = 16,0$  m
- 5.6. O elétrico deslocou-se no sentido positivo do eixo dos  $xx$ .
6. (A) F; (B) V; (C) F; (D) V; (E) F.
7. (1) distância; (2) espaço; (3) valor; (4) deslocamento; (5) aplicação; (6) direção; (7) sentido.

### página 96

1. (A) V; (B) V; (C) F.
- 2.1.  $d = 6$  m
- 2.2.  $x = 8$  m
- 2.3.  $t = 6$  s
- 2.4.  $x = 24$  m
- 2.5.  $s = 40$  m
- 2.6.  $\Delta x = 30$  m
- 3.1.1.  $x = 24$  m nos dois instantes
- 3.1.2.  $\Delta t = [42; 54]$  min
- 3.1.3.  $\Delta t = 18$  min
- 3.2.  $s = 96$  km
- 3.3.  $\Delta x = 0$  m

### página 108

1. (A) F; (B) V; (C) F.
- 2.1. (C)
- 2.2. (D)
- 2.3. (A)
3. (A) F; (B) F; (C) V.
- 4.1.1.  $x_A = 125$  m e  $x_B = 0$  m
- 4.1.2.  $x_A = 90$  m e  $x_B = 20$  m
- 4.2.  $\Delta x_A = -35$  m e  $\Delta x_B = 20$  m
- 4.3.  $S_A = 70$  m e  $S_B = 40$  m
- 4.4.  $d = 70$  m
- 5.5.  $v_m(A) = -7$  m/s e  $v_m(B) = 4$  m/s
- 4.6.  $r_m(A) = 7$  m/s e  $r_m(B) = 4$  m/s
5. (A) V; (B) F; (C) F; (D) V; (E) V (F) F; (G) V.
6. (A) V; (B) F; (C) V.
- 7.1.1.  $v = 5$  m/s
- 7.1.2.  $v = 10$  m/s
- 7.2. (C).
- 7.3. (B).
- 8.1. (A) V; (B) F; (C) V.
- 8.2.1.  $a_m = 0,25$  m/s<sup>2</sup>
- 8.2.2.  $a_m = 0$  m/s<sup>2</sup>
- 8.2.3.  $a_m = -0,75$  m/s<sup>2</sup>
- 8.2.4.  $a_m = 0$  m/s<sup>2</sup>

### página 116

1. (C)
- 2.1.  $v = 1,7$  m/s para ambos os intervalos de tempo.
- 2.2.  $v = 3,3$  m/s

# Soluções

2.3. O declive da reta no intervalo de tempo [30; 39] s é maior do que o declive da reta no intervalo de tempo [0; 18] s. O mesmo se pode verificar para os valores da velocidade. Assim, posso concluir que, quanto maior é o declive da reta, maior é o valor da velocidade.

2.4.  $x = 1,7 t$  (m)

2.5.  $v = 0$  m/s

## página 127

1. (A) F; (B) V; (C) V; (D) F; (E) V.

2.  $F_R(A) = 2$  N;  $F_R(B) = 20$  N

3. (A) V, (B) F, (C) F, (D) V.

4.1.1.  $\vec{F}_4, \vec{F}_5$  e  $\vec{F}_6$

4.1.2.  $\vec{F}_4$  e  $\vec{F}_6$

4.1.3.  $\vec{F}_2$  e  $\vec{F}_3$

4.2.1.  $F_R = 0$  N

4.2.2.  $F_R = 6$  N

4.2.3.  $F_R = 10$  N

4.2.4.  $F_R = 3$  N

4.2.5.  $F_R = 1$  N

4.2.6.  $F_R = 2,8$  N

5.  $F_R = 5$  N. Atua no sentido negativo.

## página 130

1. (1) gravitacional; (2) forças; (3) diferentes; (4) planeta; (5) força; (6) simultaneamente; (7) direção; (8) intensidade; (9) contrário.

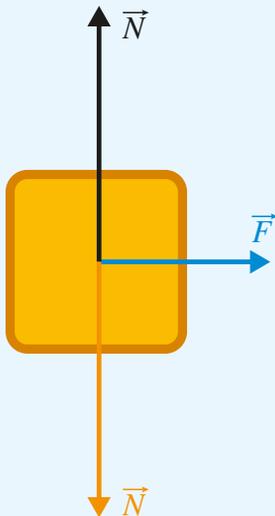
2. (A) F; (B) V; (C) F; (D) F.

3. (B)

## página 136

1. (A) V; (B) E; (C) V; (D) F; (E) V.

2.1.



2.2.  $m = 0,41$  kg

2.3.1.  $F_R = 2,0$  N

2.3.2.  $a = 4,9$  m/s<sup>2</sup>

2.4.1.  $F_R = 0,8$  N

2.4.2.  $a = 2,0$  m/s<sup>2</sup>

3.1.  $a = -5$  m/s<sup>2</sup>

3.2.  $a = 4,0$  m/s<sup>2</sup>

3.3.  $F_R = -0,6$  N

3.4.  $a = -1,0$  m/s<sup>2</sup>

3.5.  $v = -5,0$  m/s

4.  $F_R = 12$  N

5. (1) resultante; (2) proporcional; (3) aceleração; (4) constante; (5) inercial; (6) maior; (7) resistência; (8) alterar; (9) movimento; (10) aceleração; (11) resultante; (12) inversamente; (13) massa; (14) peso; (15) massa.

## página 142

1. (A) V; (B) F; (C) F; (D) V; (E) F.

2. Força de atrito útil: atrito entre os pés e o chão; atrito entre as mãos e um copo; atrito entre um fósforo e uma lixa para o acender.

Força de atrito prejudicial: atrito entre as peças num motor; atrito nas articulações do corpo humano; atrito entre os pneus e a estrada.

3. Quando o autocarro arranca bruscamente, os passageiros, de acordo com a Primeira Lei de Newton, têm tendência para manter o seu estado de repouso, por isso são atirados para trás.

4.	Lei da Inércia	Lei Fundamental da Dinâmica
Quando um autocarro trava bruscamente, os passageiros são projetados para a frente.	X	
Quando um corpo cai devido ao seu peso, a sua velocidade aumenta.		X
Durante uma travagem, a velocidade de um automóvel diminui.		X
Quando um cavalo para de repente, o cavaleiro é atirado para a frente.	X	

## página 150

- (A) F; (B) V; (C) V; (D) F.
- (A) V; (B) V; (C) F; (D) F.
- (1) gás; (2) forma; (3) impulsão; (4) fluido; (5) volúmica; (6) fluido.

4.	Substância	Massa (g)	Valor do peso (N)	Valor da impulsão (N)	Valor do peso aparente (N)
	Alumínio	55	0,54	0,20	0,34
	Cobre	91	0,89	0,10	0,79
	Chumbo	226	2,21	0,20	2,01
	Ferro	78	0,76	0,10	0,66

- 5.1.1.  $I = 6,1 \text{ N}$                       5.1.2.  $I = 4,0 \text{ N}$                       5.1.3.  $I = 3,9 \text{ N}$
- 5.2. Na glicerina, sendo o volume imerso das esferas igual, é aquele que tem maior massa volúmica.
- 5.3.1.  $I = 1,5 \text{ N}$
- 5.3.2.  $I = 2,0 \text{ N}$
- 5.3.3.  $I = 2,6 \text{ N}$
- 5.4. Na propanona, pois, apesar da sua massa volúmica ser menor, é aquele onde a esfera mergulha mais, ficando com maior volume imerso e deslocando mais fluido.
- 6.1.  $P = 0,15 \text{ N}$
- 6.2.  $F_R = 0,12 \text{ N}$
- 6.3. A bola desloca-se até à superfície, porque a impulsão é maior do que o peso da bola.
- 7.1.  $V = 0,350 \text{ dm}^3$
- 7.2.  $I = 2,5 \text{ N}$
- 7.3.  $m = 0,25 \text{ kg}$

## página 158

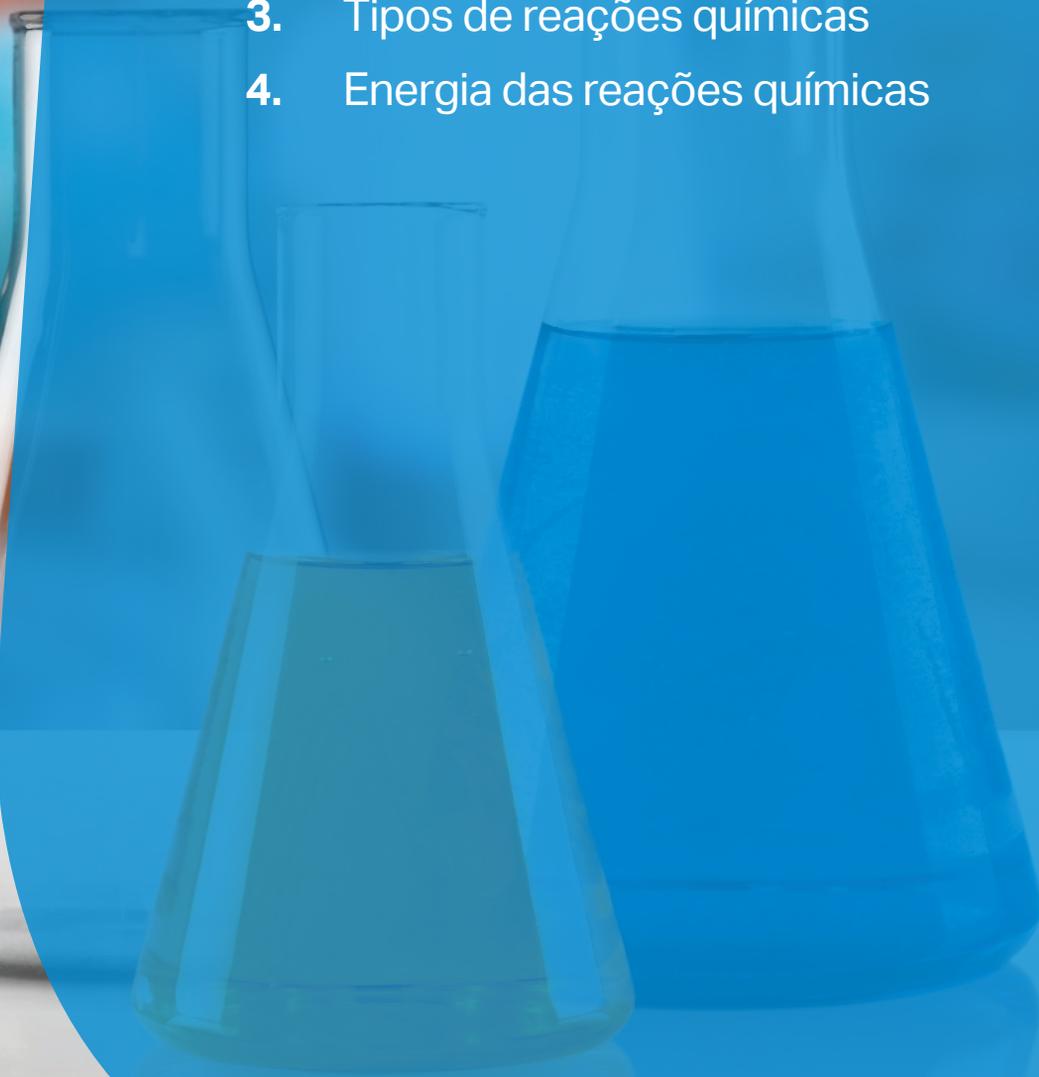
- $p = 37\,500 \text{ kg m/s}$
- $I = 8 \text{ N s}$
- $I = 140 \text{ N s}$
- $F = 7812,5 \text{ N}$
- $\Delta t = 0,75 \text{ s}$
- $p = 5 \text{ kg m/s}$
- 7.1.  $v = 25 \text{ m/s}$
- 7.2.  $\Delta p = -30\,000 \text{ kg m/s}$
- 7.3.1.  $F_R = 30\,000 \text{ N}$
- 7.3.2.  $F_R = 15\,000 \text{ N}$

3



# Reações químicas

1. Natureza cinético-corpúscular da matéria
2. Leis ponderais das reações químicas
3. Tipos de reações químicas
4. Energia das reações químicas



# Objetivos de aprendizagem

No final deste tema deverás ser capaz de:

- Reconhecer a natureza cinético-corporcular da matéria e sua influência nas reações químicas, tendo como base a natureza das partículas reagentes e as formas de contacto (colisões) entre elas.
- Analisar as alterações ocorridas nas partículas das substâncias durante uma dada reação química, considerando aspetos associados às ligações químicas entre os átomos.
- Definir a velocidade de uma reação química como a razão entre a quantidade de reagente consumido (ou do produto formado) num dado intervalo de tempo.
- Reconhecer que as reações químicas podem ocorrer a velocidades diferentes, consoante a natureza das substâncias e as condições do sistema reacional.
- Identificar os fatores que influenciam a velocidade das reações químicas, descrevendo a forma como cada fator influencia o comportamento do sistema reacional.
- Reconhecer os antioxidantes e conservantes como inibidores utilizados na conservação dos alimentos.
- Reconhecer as enzimas digestivas como catalisadores que aceleram diversas reações químicas que ocorrem durante o metabolismo dos alimentos.
- Identificar a mole como uma unidade do SI para exprimir a quantidade de substância, em termos de unidades elementares (átomos, moléculas, iões, eletrões ou outras partículas).
- Reconhecer o número de Avogadro como uma constante referente ao número de partículas existentes em uma mole.
- Efetuar cálculos usando corretamente a relação matemática entre mole, massa molar e massa de amostras de substâncias.
- Representar, com exemplos simples, as reações químicas por equações químicas, aplicando a lei da conservação de massa.
- Diferenciar recursos naturais renováveis de não renováveis.
- Reconhecer o carácter limitado de recursos naturais importantes, tais como a água e matérias-primas minerais usadas na indústria da transformação.
- Reconhecer a importância da reutilização de materiais, reciclagem de resíduos e outras formas de valorização dos materiais como estratégias para diminuir a pressão sobre os recursos naturais limitados.
- Interpretar as reações de oxidação-redução como reações de transferência de eletrões.
- Explicar a degradação dos materiais expostos ao ar com base nos conhecimentos sobre reações de oxidação-redução.
- Escrever equações químicas simples de oxidação-redução.
- Identificar as reações de combustão como casos particulares das reações de oxidação-redução.

- Identificar o redutor e o oxidante numa reação de oxidação-redução sem presença de oxigênio.
- Reconhecer a importância das reações de combustão enquanto fontes de energia, ao nível do organismo (metabolismo dos alimentos e processo de respiração) e em diferentes situações do quotidiano (ex.: queima de combustíveis).
- Distinguir ácidos e bases tendo como referência a presença de iões  $H^+$  ou  $OH^-$  em solução aquosa.
- Deduzir o carácter ácido ou básico de uma solução com base no respetivo valor de pH.
- Interpretar as reações ácido-base com base na troca de iões entre as substâncias em meio aquoso.
- Classificar a reação química entre uma solução ácida e uma solução básica como reação ácido-base, indicando os produtos da reação.
- Compreender os mecanismos de dissolução de substâncias em água e associar a capacidade de dissolução à natureza das substâncias.
- Descrever as reações de precipitação como um tipo de reação química na qual as partículas de sais solúveis em água reagem entre si, originando compostos insolúveis designados por precipitados.
- Reconhecer os precipitados como sólidos iónicos insolúveis que se formam através da combinação entre iões de cargas contrárias.
- Associar as reações de precipitação à formação de compostos sólidos em experiências de laboratório envolvendo soluções iónicas, em processos geológicos, biológicos e industriais, e mostrar a sua importância.
- Representar reações de precipitação por equações químicas explicitando os iões envolvidos.
- Classificar as reações químicas quanto à troca de energia com a vizinhança do sistema, em termos de reações endoenergéticas e exoenergéticas.
- Reconhecer a digestão dos alimentos como uma reação de combustão que ocorre a nível das células, de onde resulta a energia para o funcionamento do organismo.
- Reconhecer as reações de combustão como fontes importantes de energia para diversos fins.
- Reconhecer o envolvimento da energia em processos químicos provocados pela ação do calor, da corrente elétrica e da radiação luminosa.
- Reconhecer a importância das reações fotoquímicas no meio ambiente.
- Aplicar os conhecimentos sobre as propriedades e transformações de substâncias para explicar o efeito da radiação solar no processo de fotossíntese.
- Reconhecer o papel fundamental do ozono como filtro de radiações solares prejudiciais à saúde.

## 1. Natureza cinético-corpúscular da matéria

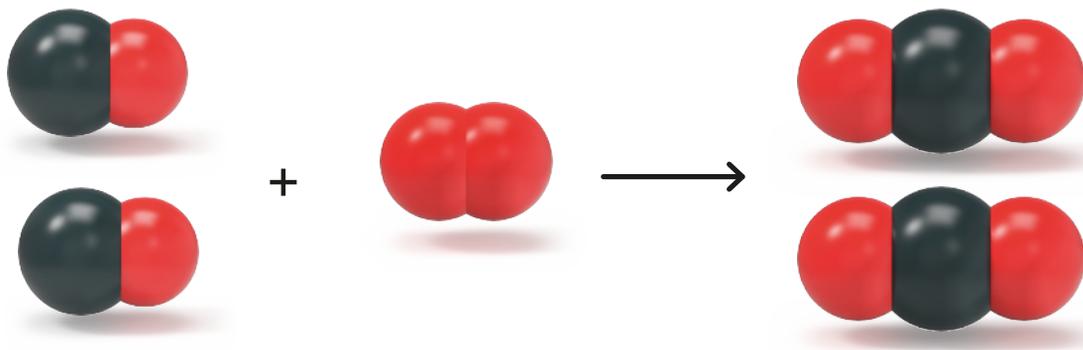
### 1.1. Teoria das colisões

De acordo com a **teoria das colisões**, para que haja uma reação química, é necessário que ocorram choques entre as partículas dos reagentes.

A ocorrência destes choques não constitui condição suficiente, pois nem todas as colisões são eficazes sob o ponto de vista da reação. Na realidade, só algumas colisões conduzem à quebra de ligações nas partículas dos reagentes, havendo, assim, possibilidade de surgirem novas ligações (produtos de reação).

Após o estudo de vários casos, os químicos chegaram à conclusão de que somente ocorrem reações químicas quando as colisões ocorrem em orientações apropriadas e a energia associada à colisão for superior à energia da ligação química entre os átomos dos reagentes (colisões eficazes).

Com ajuda dos modelos moleculares, pode exemplificar-se as reações químicas em que se constata que o tipo de ligações e o número de ligações nos reagentes e nos produtos não têm de ser necessariamente os mesmos. Observa o exemplo da reação entre o monóxido de carbono e o oxigénio para formar dióxido de carbono (figura 1).



**Fig. 1** Modelos moleculares na demonstração de reações químicas.

As ligações entre os átomos do monóxido de carbono e do oxigênio são quebradas durante uma reação química, e formam-se novas ligações que resultam em novas substâncias com propriedades diferentes das substâncias originais.

Numa reação química, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos da reação. Ou seja, os átomos não são criados ou destruídos durante uma reação química, apenas reorganizados, para formar novas substâncias. Além disso, a energia é libertada ou absorvida durante uma reação química, dependendo das ligações químicas que são formadas ou quebradas.

Em resumo, as alterações ocorridas nas partículas das substâncias durante uma reação química estão intimamente ligadas às mudanças nas ligações químicas entre os átomos, à conservação da massa, e à libertação ou absorção de energia durante a reação.

## 1.2. Velocidade das reações químicas

As **reações químicas** ocorrem a **diferentes velocidades**. No dia a dia encontra reações químicas **extremamente rápidas**, como, por exemplo, o fogo de artifício (figura 2), e reações químicas **extremamente lentas**, que ocorrem ao longo de milhares de anos, como é o caso da formação de petróleo.



**Fig. 2** O fogo de artifício é uma reação extremamente rápida.

Sabes que, no decurso de uma reação química, os produtos são formados ao mesmo tempo que os reagentes são consumidos. A **velocidade de uma reação química** está associada à rapidez com que um reagente é consumido ou um produto é formado.

Assim, podes comparar a velocidade de duas reações químicas comparando a massa,  $m$ , ou o volume (se for gás),  $V$ , de um produto formado num dado intervalo de tempo da reação,  $\Delta t$ ,

$$v_{\text{reação}} = \frac{m_{\text{produto de reação}}}{\Delta t}$$

ou

$$v_{\text{reação}} = \frac{V_{\text{produto de reação}}}{\Delta t}$$

ou comparando a massa ou o volume (se for gás), medido nas mesmas condições de pressão e temperatura de um reagente consumido, num dado intervalo de tempo da reação.

$$v_{\text{reação}} = \frac{m_{\text{reagente consumido}}}{\Delta t}$$

ou

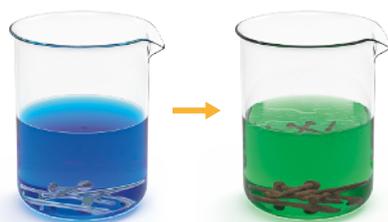
$$v_{\text{reação}} = \frac{V_{\text{reagente consumido}}}{\Delta t}$$

Pode definir-se a **velocidade de uma reação química** como a **massa ou volume de produto formado** (ou **reagente consumido**) por **unidade de tempo**.

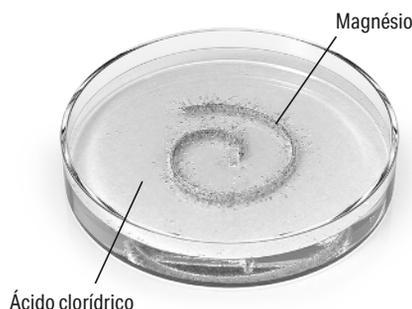


Repara nas seguintes reações químicas:

- reação entre pregos de ferro e solução de sulfato de cobre(II) (figura 3);
- reação química de ácido clorídrico com fita de magnésio (figura 4).



**Fig. 3** Reação entre pregos de ferro e solução aquosa de sulfato de cobre(II).

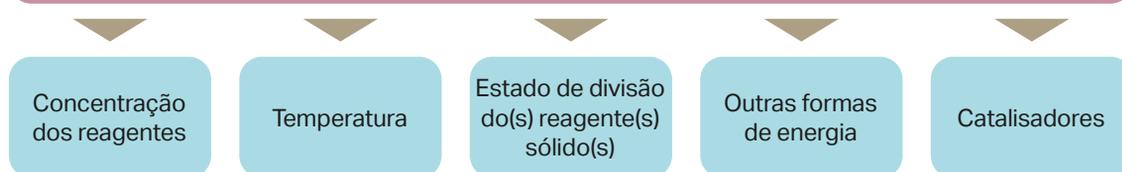


**Fig. 4** Reação química de ácido clorídrico com fita de magnésio.

Repara que nos dois casos ocorre uma reação química entre um dos reagentes sólidos e outro reagente, em solução aquosa, mas, **enquanto a primeira reação é rápida, a segunda é lenta relativamente à primeira**. Nestas duas reações, os reagentes são diferentes e, como tal, a velocidade das reações é diferente. Deste modo, pode concluir-se que **a velocidade de uma reação depende da natureza dos reagentes**.

Isto não significa que, para uma determinada reação química, a velocidade é sempre a mesma seja qual for a situação. De facto, uma **mesma reação química** pode ocorrer a **velocidades diferentes** se as **condições experimentais** forem **diferentes**. Existem fatores que **influenciam a velocidade de uma reação química**.

#### Alguns fatores que influenciam a velocidade de uma reação química



### A concentração dos reagentes

Em geral, a **velocidade de uma reação aumenta quando a concentração** de um dos **reagentes**, que se encontra em solução, **aumenta**.

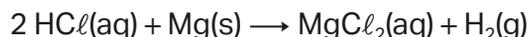
Quanto **maior** for a **concentração desse reagente**, maior é o número de colisões, havendo **maior probabilidade de ocorrência de colisões eficazes**, o que faz com que a reação seja mais rápida.

Para se verificar experimentalmente o efeito de uma concentração, faz-se reagir o ácido clorídrico com magnésio, formando-se o cloreto de magnésio, sal solúvel em

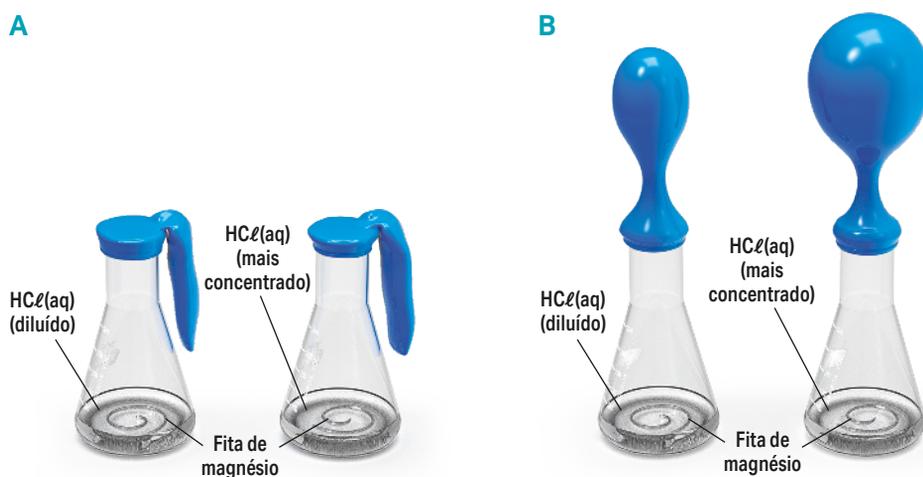


água, e libertando-se hidrogénio (gás), que pode ser recolhido num balão de borracha.

A equação química que traduz a reação é a seguinte:



Começa por colocar ácido clorídrico diluído num matraz e igual volume de ácido clorídrico mais concentrado noutro matraz. Adiciona, ao mesmo tempo, igual quantidade de fita de magnésio a cada um dos matrizes, tapa de imediato com balões de borracha e observa a progressão da reação (figura 5).



**Fig. 5** Efeito da concentração do ácido clorídrico na velocidade de reação com o magnésio.

Como se pode constatar na figura 5B, o ácido clorídrico mais concentrado reage mais rapidamente com o magnésio do que o ácido clorídrico diluído, pois enche o balão com hidrogénio mais rapidamente, isto é, enche mais o balão no mesmo intervalo de tempo. Tal facto era de prever, pois, se num mesmo volume há maior número de corpúsculos, então há maior probabilidade de ocorrência de colisões eficazes, o que faz com que a reação seja mais rápida.



## A temperatura

Em geral, a **velocidade de reação aumenta quando a temperatura a que decorre a reação aumenta.**

Quanto mais elevada for a temperatura, **maior é agitação das partículas** dos reagentes, havendo **maior probabilidade de ocorrência de colisões eficazes**, o que torna a reação mais rápida.

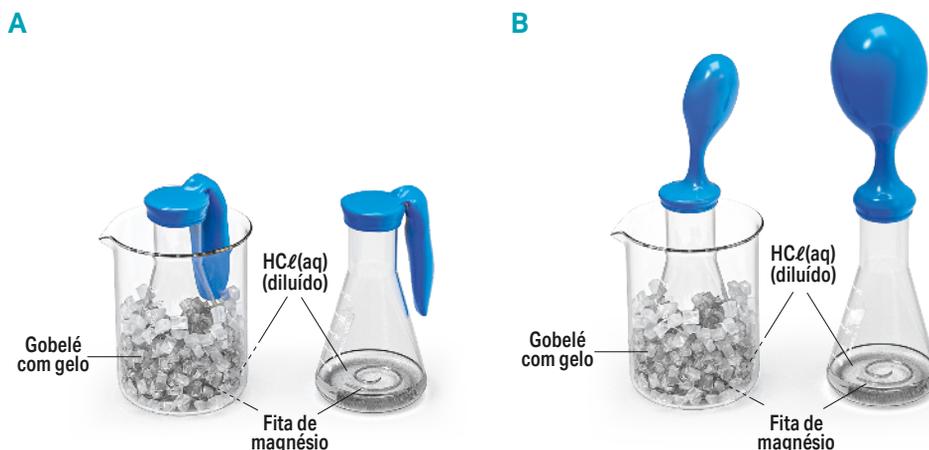
**e** Manual Digital

Vídeo  
Efeito da temperatura



Para verificar o efeito da temperatura na velocidade de reação entre o ácido clorídrico diluído em dois matrazes, prepara um gobelé grande com gelo, dentro do qual se coloca um dos matrazes; o outro fica à temperatura ambiente.

Adiciona, simultaneamente, igual quantidade de fita de magnésio a cada um dos matrazes, tapa de imediato com balões de borracha e observa a progressão da reação (figura 6).



**Fig. 6** Efeito da temperatura na velocidade de reação do ácido clorídrico com o magnésio.

Como podes constatar por observação da figura 6B, o ácido clorídrico reage mais rapidamente com o magnésio quando a temperatura a que decorre a reação é mais elevada, pois o balão enche com hidrogénio mais rapidamente, isto é, enche mais no mesmo intervalo de tempo. Tal facto era de prever, pois, quanto **maior** é a **temperatura**, maior é a agitação dos corpúsculos, havendo **maior probabilidade de ocorrência de colisões eficazes**, o que faz com que a reação seja mais rápida.

Maior temperatura

em geral →

Maior velocidade da reação

## O estado de divisão dos reagentes sólidos

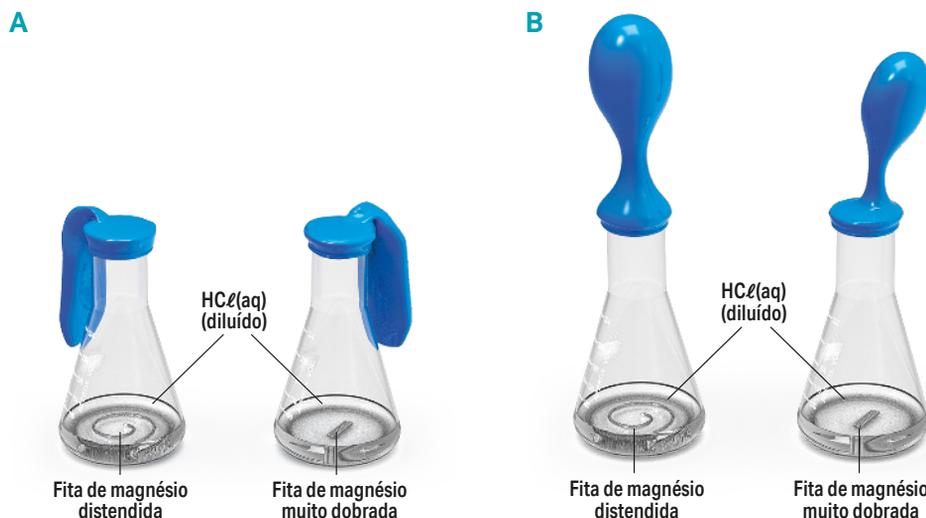
Nas reações químicas, em que pelo menos um dos reagentes está no estado sólido, a **velocidade de reação aumenta quando o estado de divisão (ou superfície de contacto) desse reagente aumenta**.

Quanto mais dividido estiver um reagente sólido, **maior** é a **superfície de contacto** entre os reagentes, havendo **maior probabilidade de ocorrência de colisões eficazes**, o que faz com que a reação seja mais rápida.

Para verificares o **efeito do estado de divisão** na velocidade da reação entre o ácido clorídrico e o magnésio, começa por colocar igual volume de ácido clorídrico diluído em dois matrazes. Adiciona, depois, ao mesmo tempo, igual quantidade de fita de magnésio a cada um dos matrazes; uma das fitas deve estar distendida e a outra, muito dobrada (de modo a diminuir a sua superfície de contacto com o ácido). Tapa



de imediato os matrizes com balões de borracha e observa a progressão da reação (figura 7).



**Fig. 7** Efeito da superfície de contacto do magnésio na velocidade da reação com o ácido clorídrico.

Como podes observar na figura 7B, o ácido clorídrico reage mais rapidamente com o magnésio quando a fita está distendida do que quando a fita está muito dobrada, pois o balão de borracha enche mais rapidamente, isto é, enche mais no mesmo intervalo de tempo. Tal facto era de prever, pois, quanto mais distendida estiver a fita de magnésio, **maior** é a **superfície de contacto** entre o magnésio e o ácido clorídrico, havendo **maior probabilidade de ocorrência de colisões eficazes** entre os corpúsculos, o que faz com que a reação seja mais rápida.



## A luz

A influência que a luz (que está associada à energia transportada pela radiação) pode ter na velocidade de certas reações químicas é bem visível, por exemplo, na **fotossíntese**. Como sabes, a luz favorece a fotossíntese das plantas verdes (plantas com clorofila), isto é, a **velocidade** com que se dá a **fotossíntese** é **maior nas plantas expostas à luz visível**.

Há muitas outras reações químicas que ocorrem no dia a dia por **incidência da luz**, a uma velocidade maior se a intensidade da luz fornecida aos reagentes for maior.



## Os catalisadores

Há reações que ocorrem mais rapidamente na presença de certas substâncias designadas por **catalisadores**.

Os **catalisadores** tomam parte ativa na reação química, tornando mais rápido o processo de formação dos produtos, mas não são consumidos durante a reação. Portanto, **os catalisadores não são reagentes**.

Por exemplo, a água-oxigenada,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , decompõe-se, no decorrer do tempo, em água e oxigénio, de acordo com a seguinte equação química:



Se adicionares um pouco de iodeto de potássio à água-oxigenada, à qual se havia adicionado previamente três ou quatro gotas de detergente da loiça (figura 8), observa-se a libertação muito intensa e rápida de oxigénio, um dos produtos da reação. Contudo, o iodeto de potássio não é consumido. A espuma abundante que se forma deve-se ao facto de se ter adicionado detergente da loiça à água-oxigenada.

**Nesta reação**, o **iodeto de potássio** funciona como **catalisador**, tornando a decomposição muito mais rápida. A função do detergente é evidenciar a libertação de gás (oxigénio) durante a reação originando a espuma.



**Fig. 8** A água-oxigenada decompõe-se rapidamente na presença de iodeto de potássio.

As enzimas digestivas também são catalisadores que aceleram as reações químicas que ocorrem durante o metabolismo dos alimentos. Elas são responsáveis por quebrar as moléculas dos alimentos em componentes menores que possam ser absorvidos pelo corpo, como aminoácidos, ácidos gordos e glicose.

## Antioxidantes e conservantes

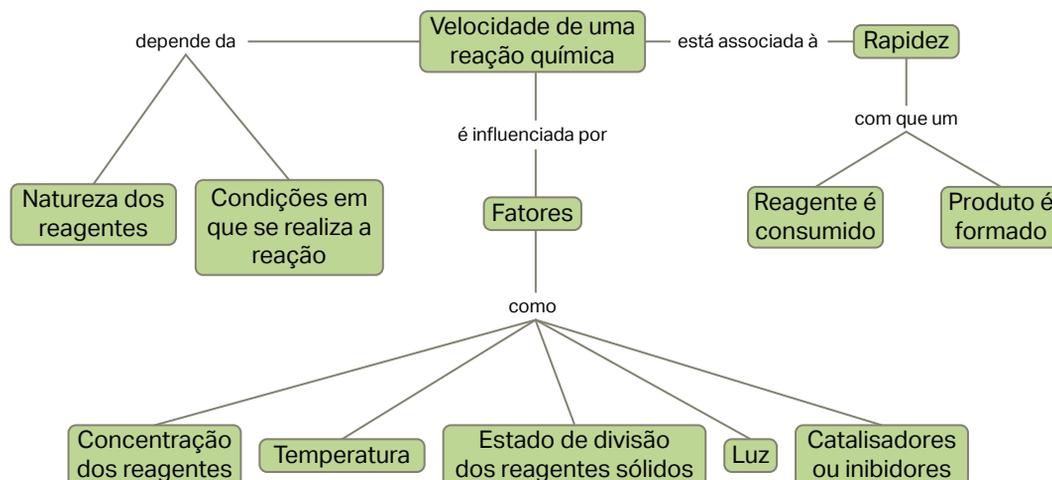
Os aditivos alimentares utilizados na **conservação dos alimentos embalados** são **inibidores**. Estes atrasam a sua deterioração por oxidação e/ou por ação de microrganismos ou enzimas, prolongando o seu prazo de validade. São designados por **conservantes** e **antioxidantes**.



Vídeo  
Efeito da  
presença de um  
catalisador



## Mapa de conceitos

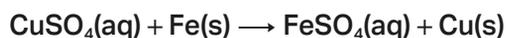


## Síntese de conteúdos

- A **velocidade de uma reação química** está associada à **rapidez** com que um **reagente é consumido** ou um **produto é formado**.
- A **velocidade de uma reação química** depende da natureza dos reagentes e das condições experimentais em que esta é realizada.
- Para além da natureza dos reagentes, alguns outros **fatores influenciam a velocidade de uma reação química**:
  - a **concentração** dos reagentes;
  - a **temperatura**;
  - o **estado de divisão** dos reagentes;
  - a **luz**;
  - os **catalisadores**.
- De um modo geral, a velocidade da reação é tanto maior quanto maior for:
  - a concentração dos reagentes;
  - a temperatura;
  - o estado de divisão dos reagentes.
- Os **catalisadores** tomam parte ativa na reação química, tornando mais rápido o processo de formação dos produtos, mas não são consumidos durante a reação.

## Exercícios de aplicação

- 1** Considera a reação química entre o sulfato de cobre(II) e o ferro, traduzida pela seguinte equação química:

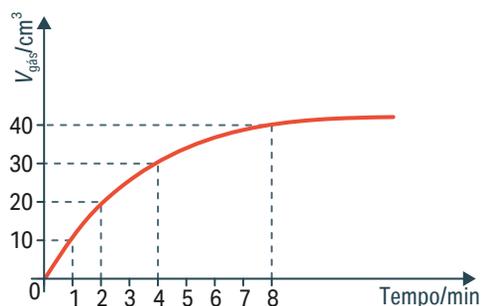


- 1.1.** Indica dois fatores que possam influenciar o aumento ou a diminuição da velocidade desta reação.
- 1.2.** Indica a afirmação verdadeira.
- (A) A velocidade da reação não é influenciada pelo estado de divisão do ferro.
- (B) A velocidade da reação aumenta quando a concentração do sulfato de cobre(II) aumenta.
- (C) Se diluirmos a solução, a quantidade de sulfato de cobre(II) em contacto com o ferro passa a ser maior e a velocidade de reação aumenta.

- 2** O ácido clorídrico reage com o carbonato de cálcio, originando dióxido de carbono, cloreto de cálcio e água. A equação que traduz a reação química é a seguinte:



Para avaliar experimentalmente a rapidez desta reação, à temperatura ambiente, um grupo de alunos colocou um pouco de carbonato de cálcio num kitasato, ligado a uma seringa, e adicionou ácido clorídrico, tendo tido o cuidado de tapar de imediato o kitasato com uma rolha. Em seguida, mediu de minuto a minuto o volume de gás que se recolhia na seringa e, com os dados registados durante a experiência, traçou o seguinte gráfico:



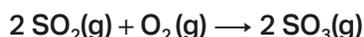
- 2.1.** Que gás se libertou durante a reação química?
- 2.2.** A partir do gráfico, indica o volume de gás que se libertou:
- 2.2.1.** ao fim de 2 minutos de reação;
- 2.2.2.** no intervalo de 2 minutos a 4 minutos de reação.

**2.3.** Indica a opção que completa corretamente a afirmação seguinte:

A velocidade da reação...

- (A) ... mantém-se constante à medida que o tempo decorre.
- (B) ... aumenta à medida que o tempo decorre.
- (C) ... diminui à medida que o tempo decorre.

**3** Uma das reações que ocorrem na produção industrial do ácido sulfúrico é a oxidação do dióxido de enxofre, originado trióxido de enxofre na presença de pentóxido de vanádio, que não se consome na reação, de acordo com a equação química seguinte:



**3.1.** Qual é a função do pentóxido de vanádio?

**3.2.** Relativamente ao pentóxido de vanádio, qual das afirmações seguintes é verdadeira?

- (A) A massa final é igual à massa inicial.
- (B) A massa final é zero.
- (C) A massa inicial é menor do que a massa final.
- (D) A massa inicial é maior do que a massa final.

**3.3.** Na tabela seguinte apresenta-se o volume de  $\text{SO}_3$  formado durante 12 segundos da reação.

$t / \text{s}$	$V / \text{cm}^3$
0,0	0,0
2,0	24,2
6,0	85,1
12,0	112,0

Determina a velocidade da reação química durante os 12 s.

**4** Classifica em verdadeira ou falsa cada das seguintes afirmações:

- (A) A velocidade de uma reação química depende da natureza dos reagentes.
- (B) Em geral, a velocidade de uma reação aumenta quando a concentração de um dos reagentes que está em solução aumenta.
- (C) Em geral, a velocidade de uma reação química aumenta quando a temperatura diminui.
- (D) Quanto mais finamente um reagente sólido estiver dividido, maior é a sua superfície de contacto com os outros reagentes e menor é a velocidade de reação.

## 2. Leis ponderais das reações químicas

### 2.1. Quantidade de matéria – mole

Por mais pequena que seja uma determinada amostra de matéria, ela contém muitos milhões de partículas, sejam elas átomos, moléculas ou iões.

Uma vez que o número de partículas existentes numa pequena quantidade de matéria é extremamente elevado, para o exprimir usam-se conjuntos de  $6,02 \times 10^{23}$  partículas. Este número de partículas chama-se **número de Avogadro**, em homenagem ao físico italiano Amadeo Avogadro.

Uma mole de qualquer substância contém  $6,02 \times 10^{23}$  partículas.

Uma mole de sódio contém  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de sódio, Na, e uma mole de dióxigénio contém  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de dióxigénio.

O número de Avogadro permitiu encontrar uma nova unidade, extremamente útil para os químicos, designada por **mole**.

A **mole**, cujo símbolo é **mol**, é a unidade de quantidade de matéria (ou quantidade em química) do Sistema Internacional e contém um número de partículas igual ao número de Avogadro.

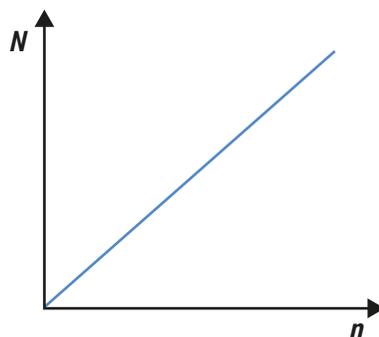
Ao valor  $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  (que se lê,  $6,02 \times 10^{23}$  partículas por mol) chama-se **constante de Avogadro** e representa-se pelo símbolo  $N_A$ .

A **quantidade de matéria** que se representa pelo símbolo  $n$  tem como unidade SI a **mole**, cujo símbolo é **mol**.

O **número de partículas** ( $N$ ) de uma dada amostra de substância obtém-se multiplicando a quantidade de matéria ( $n$ ) pela constante de Avogadro ( $N_A$ ).

$$N = n \times N_A$$

Assim, o número de partículas (átomos, moléculas, iões, etc.) é diretamente proporcional à quantidade de matéria, sendo  $N_A$  a constante de proporcionalidade (figura 9).



**Fig. 9** Proporcionalidade direta entre o número de partículas e a quantidade de matéria. A constante de proporcionalidade é  $N_A$ .



Vídeo  
A mole



## 2.2. Massa molar

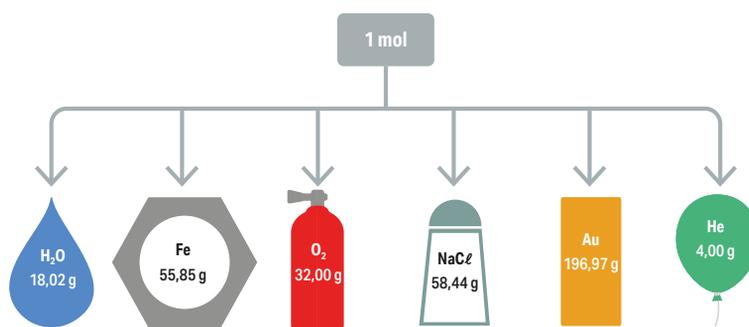
Tal como a massa atômica relativa ( $A_r$ ), que já estudaste anteriormente, o valor da massa molecular relativa ( $M_r$ ) tem como referência 1/12 da massa de um átomo de carbono-12. Determina-se a partir da fórmula molecular da substância e dos valores das massas atômicas relativas dos elementos que constituem a substância (valores que constam da Tabela Periódica).

Por exemplo, para a molécula de água:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) \Leftrightarrow M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,01 + 16,00 \Leftrightarrow M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,02$$

A massa de uma mole de uma substância, designada por **massa molar**, que se representa por  $M$ , é numericamente igual à massa molecular relativa dessa substância. A massa molar exprime-se, usualmente, em grama por mole, g/mol.

Na figura 10 apresentam-se exemplos que evidenciam que substâncias diferentes apresentam distintos valores de massa para a mesma quantidade de matéria (1 mol), isto é, diferentes valores de massa molar.



**Fig. 10** A mesma quantidade de matéria (1 mol) apresenta massas diferentes conforme a substância.

Como determinar a quantidade de matéria,  $n$ , correspondente à massa,  $m$ , de uma substância de massa molar  $M$ ?

Por exemplo, qual é a quantidade de moléculas de água numa amostra de 20 g desta substância?

Sendo 18,02 g a massa de cada mole de água, então a quantidade de moléculas será:

$$n = \frac{20 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 1,1 \text{ mol de moléculas de H}_2\text{O}$$

Verifica-se, assim, que a relação entre a quantidade de matéria de uma dada substância e a sua massa e a respetiva massa molar pode ser traduzida pela expressão:

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

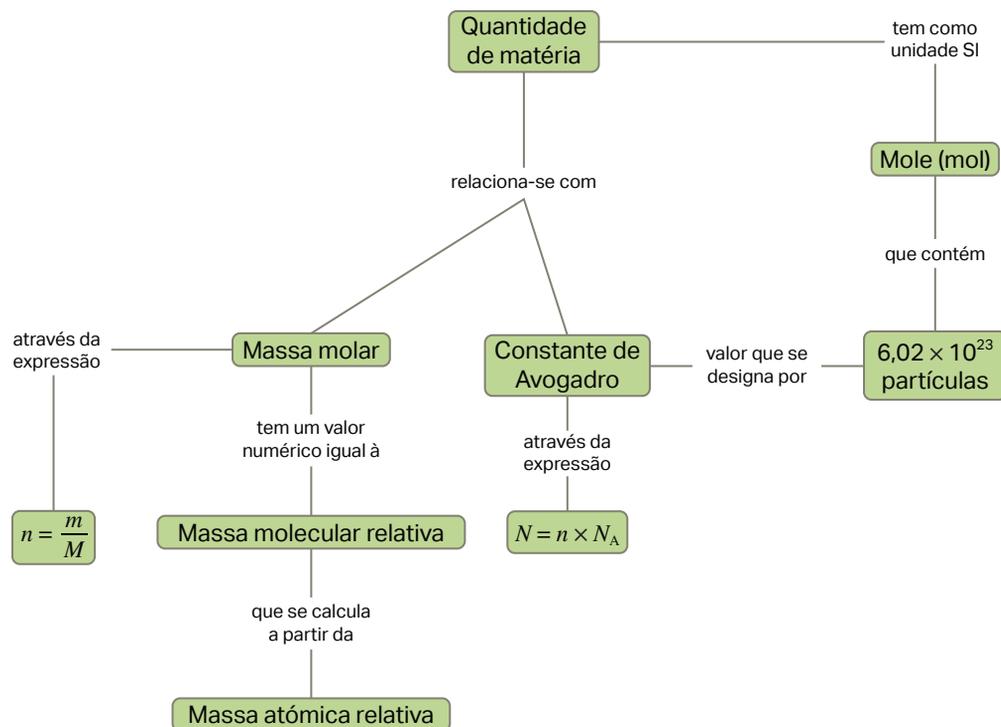


**Exercício**  
Massas molares de substâncias

**Vídeo**  
Cálculo de massas molares



## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- A mole (mol) é a quantidade de matéria que contém  $6,02 \times 10^{23}$  partículas.
- O valor de  $6,02 \times 10^{23}$  partículas por mol designa-se por constante de Avogadro,  $N_A$ .
- O número de partículas,  $N$ , de uma dada amostra de substância obtém-se multiplicando a quantidade de matéria,  $n$ , pela constante de Avogadro,  $N_A$ :

$$N = n \times N_A$$

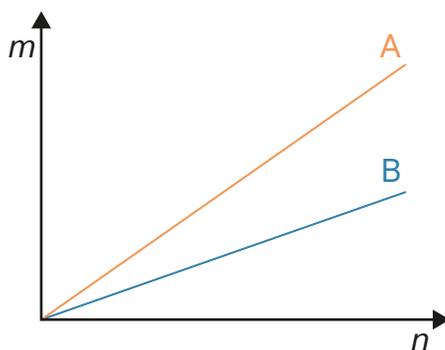
- A massa de uma mole de substância designa-se por massa molar,  $M$ , e exprime-se, usualmente, em grama por mole, g/mol.
- A relação entre a quantidade de matéria,  $n$ , de uma dada substância, a sua massa,  $m$ , e a respetiva massa molar,  $M$ , pode ser traduzida pela expressão:

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

- A unidade de massa molar é g/mol.

## Exercícios de aplicação

- 1 Um ourives utilizou uma liga metálica que continha 27,0 g de prata, Ag, para fazer um anel.
  - 1.1. Indica a massa molar da prata.
  - 1.2. Que quantidade de matéria de prata contém a amostra metálica que o ourives utilizou para fazer o anel?
  
- 2 O paracetamol, cuja fórmula química é  $C_8H_9NO_2$ , é um medicamento vulgarmente utilizado como analgésico e antipirético, estando disponível no mercado farmacêutico em comprimidos de 500 mg, 750 mg e 1000 mg.
  - 2.1. Determina a massa molar do paracetamol.
  - 2.2. Calcula a quantidade de paracetamol existente no comprimido de 500 mg.
  - 2.3. Qual é o comprimido que contém  $4,96 \times 10^{-3}$  mol de  $C_8H_9NO_2$ ?
  
- 3 O açúcar mais comum é essencialmente constituído por sacarose,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , mas, na fruta, o mais abundante é a glicose,  $C_6H_{12}O_6$ . O gráfico seguinte traduz o modo como varia a massa,  $m$ , com a respetiva quantidade de matéria, para cada um destes dois açúcares.



Conclua, justificando, a qual dos açúcares, sacarose ou glicose, corresponde o gráfico A.

- 4 Determina a massa de 2,5 mol de ácido clorídrico,  $HCl$ .
- 5 Calcula a massa de alumínio contida numa liga metálica que contém  $2,83 \times 10^{24}$  átomos de alumínio.

## 2.3. Composição quantitativa de soluções-concentrações

As **soluções** são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias, que se podem encontrar no estado **sólido, líquido** ou **gasoso**.

Uma **solução** líquida é constituída sempre por um ou mais **solutos** e um **solvente**. O soluto é a substância que se dissolve no solvente para formar uma solução, e o solvente é a substância que dissolve o soluto.

As soluções cujo solvente é a água denominam-se **soluções aquosas**.

A composição quantitativa de uma solução pode ser expressa de diversas formas.

A **concentração mássica** ou concentração em massa,  $c_m$ , de uma solução indica a massa de soluto por unidade de volume de solução.

Concentração mássica (usual: g/dm<sup>3</sup>)

$$c_m = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}}$$

Massa de soluto (usual: g)  
Volume de solução (usual: dm<sup>3</sup>)

A informação da figura 11 refere-se a dois tipos de água engarrafada, A e B.

Qual delas possui maior concentração de minerais?

Qual é o significado físico desse valor?

A água A é a que possui uma maior concentração de minerais, dado que indica no seu rótulo um maior valor de mineralização total (resíduo seco), 76 mg/L, valor que na água B é somente de 61,9 mg/L.

Os valores 76 mg/L e 61,9 mg/L nas duas águas significam que, em cada L (ou dm<sup>3</sup>) destas águas (solução), existem 76 mg e 61,9 mg de minerais (solutos) dissolvidos, respetivamente.

**A**

pH.....	6,1 ± 0,2
Sílica (SiO <sub>2</sub> ).....	23 ± 4 mg/L
Mineralização total.....	76 ± mg/L
Cloreto (Cl <sup>-</sup> ).....	6 ± 1 mg/L
Bicarbonato (HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ).....	27 ± 6 mg/L
Nitrato (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ).....	Menos de 0,5 mg/L
Sódio (Na <sup>+</sup> ).....	10 ± 1 mg/L
Cálcio (Ca <sup>2+</sup> ).....	4 ± 1 mg/L

**B**

pH a 20 °C.....	5,7
<b>Aniões mg/L</b>	<b>Catiões mg/L</b>
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> .....	Na <sup>+</sup> .....
Cl <sup>-</sup> .....	Ca <sup>2+</sup> .....
SiO <sub>2</sub> .....	16,1 mg/L
Resíduo seco.....	61,9 mg/L

**Fig. 11** Informação existente nos rótulos das garrafas de água.

A **concentração molar** ou, simplesmente, **concentração**,  $c$ , de uma solução indica a quantidade de matéria de soluto por unidade de volume de solução.

Concentração (usual: mol/dm<sup>3</sup>)

$$c = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}}$$

Quantidade de matéria de soluto (mol)  
Volume de solução (usual: dm<sup>3</sup>)



A figura 12 contém informação sobre a concentração de iões sódio na água do oceano Atlântico.

Relativamente ao catião sódio,  $\text{Na}^+$ , a concentração total média é  $0,46 \text{ mol/dm}^3$  ( $0,41 \text{ mol/L} + 2 \times 0,02 \text{ mol/L} + 0,01 \text{ mol/L}$ ).

Qual é o significado deste valor?

Que quantidade de iões existe num corpo de 200 mL da mesma água do mar?

O valor  $0,46 \text{ mol/dm}^3$  significa que, em cada L (ou  $\text{dm}^3$ ) de água do mar (solução), existem 0,46 mol de iões sódio (soluto) dissolvidos.

Quanto à quantidade de iões sódio existentes em 200 mL de água do mar, esta será:

$$c = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \Leftrightarrow 0,46 = \frac{n(\text{Na}^+)}{0,200} \Leftrightarrow n(\text{Na}^+) = 0,092 \text{ mol de iões Na}^+$$

A **percentagem em massa de soluto, % (m/m)**, indica a massa de soluto por cada 100 unidades de massa de solução. É adimensional.

$$\% (m/m) = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} \times 100$$

Dado que esta grandeza é adimensional, é possível usar qualquer unidade de massa, desde que seja igual no soluto e na solução.

O soro fisiológico é uma solução de água destilada e cloreto de sódio,  $\text{NaCl}$ , que apresenta uma percentagem em massa 0,9%.

Qual é o significado deste valor?

Este valor significa que existe 0,9 g de  $\text{NaCl}$  por cada 100 g de soro fisiológico ou que, por exemplo, por cada 100 kg de solução existem 0,9 kg de  $\text{NaCl}$  dissolvido.

O mesmo raciocínio pode ser feito relativamente ao rótulo do álcool etílico comercial. Os 96% (V/V) significa que, em cada 100 mL da solução, 96 mL são de álcool etílico, sendo o volume restante de água.

Componente	mol/L de água do mar
$\text{NaCl}$	0,41
$\text{MgCl}_2$	0,06
$\text{Na}_2\text{SO}_4$	0,02
$\text{KCl}$	0,01
Outros sais com $\text{Na}^+$	0,01

**Fig. 12** Concentração dos principais sais presentes na água do oceano Atlântico.



**Fig. 13** Rótulo de soro fisiológico.



**Fig. 14** Rótulo do álcool etílico.

**Exercício resolvido**

Preparou-se uma solução aquosa de sulfato de sódio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , dissolvendo-se 3,55 g deste sal em água destilada até completar o volume de 500 mL.

- 1.1 Calcula a concentração mássica da solução preparada.
- 1.2 Determina a concentração molar da solução.
- 1.3 Numa outra solução aquosa do mesmo sal dissolveu-se 55 g de sulfato de sódio em 500 g de água.

**1.3.1.** Qual é a percentagem em massa da solução?

**1.3.2.** Qual o significado físico do resultado obtido na alínea anterior?

**Resolução:**

- 1.1 Dados:  $m = 3,55 \text{ g}$

$$\text{Fórmula: } c_m = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}}$$

$$V = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ dm}^3$$

$$c_m = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{3,55 \text{ g}}{0,500 \text{ dm}^3} \Leftrightarrow c_m = 7,10 \text{ g/dm}^3$$

- 1.2 Dados:  $m = 3,55 \text{ g}$

$$\text{Fórmulas: } n = \frac{m}{M}; c = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}}$$

$$V = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ dm}^3$$

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \times A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) + 4 \times A_r(\text{O}) = 2 \times 22,99 + 32,06 + 4 \times 16,00 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142,04$$

$$M = 142,04 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3,55}{142,04} \Leftrightarrow n = 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$c = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{2,50 \times 10^{-2}}{0,500} \Leftrightarrow c = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

- 1.3

**1.3.1.** Dados:  $m_{\text{sal}} = 55 \text{ g}$

$$m_{\text{água}} = 500 \text{ g}$$

$$\text{Fórmula: } \%(m/m) = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solução}}} \times 100$$

$$m_{\text{solução}} = 55 + 500 = 555 \text{ g}$$

$$\%(m/m) = \frac{55}{555} \times 100 \Leftrightarrow \%(m/m) = 9,91\%$$

**1.3.2.** Significa que, em cada 100 g de solução, existem 9,1 g do sal de sulfato de sódio.

## Atividade prática 1: Preparação de uma solução a partir de um sólido

### Descrição da experiência

Preparação de 100 mL de soro fisiológico caseiro com a concentração de 9,0 g/L.

### Material

- Balança eletrônica
- Balão volumétrico de 100 mL
- Gobelé
- Garrafa de esguicho
- Espátula
- Vareta de vidro
- Funil
- Frasco de vidro
- Água destilada
- Cloreto de sódio puro

### Procedimento

- 1 Calcular o valor da massa do soluto necessário.
- 2 Medir a massa do cloreto de sódio na balança, com a ajuda da espátula.
- 3 Adicionar cerca de 25 mL de água destilada ao gobelé com o sal e agitar com a vareta de vidro até completa dissolução.
- 4 Transferir a solução para o balão volumétrico com ajuda do funil.
- 5 Lavar a vareta, o copo e o funil com pequenas porções de água destilada e transferir estas águas para o balão volumétrico.
- 6 Adicionar água ao balão até ao traço de referência.
- 7 Agitar para homogeneizar.
- 8 Transferir a solução do balão para um frasco de vidro devidamente lavado e passado pela solução recém-preparada. Rotular o frasco.

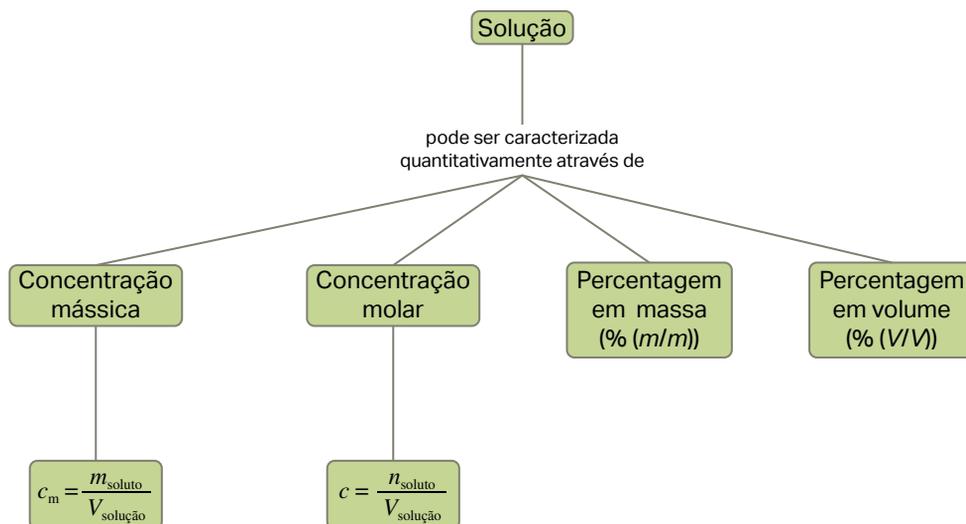
### Análise

- Regista o valor da massa realmente medida.

### Conclusão

- Identifica o soluto e o solvente desta solução.
- O que significa a concentração mássica da solução ser 9,0 g/L?
- Se tivesses de guardar a solução preparada em dois frascos de 50 mL, que concentração mássica deverias indicar no rótulo de cada um dos frascos?

## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- A composição quantitativa de uma solução exprime-se por várias grandezas:
  - A concentração mássica,  $c_m$ , indica a massa do soluto por unidade de volume de solução. A unidade usual é  $\text{g}/\text{dm}^3$ .

$$c_m = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

- A concentração molar ou simplesmente concentração,  $c$ , indica a quantidade de matéria de soluto por unidade de volume de solução. A unidade usual é  $\text{mol}/\text{dm}^3$ .

$$c = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

- A percentagem em massa  $\% (m/m)$  e em volume,  $\% (V/V)$  indica a massa ou o volume de soluto por cada 100 unidades de massa ou volume de solução. É adimensional.

$$\% (m/m) = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} \times 100; \quad \% (V/V) = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \times 100$$

## Exercícios de aplicação

- 1** Dissolveram-se 34,8 g de sulfato de potássio,  $K_2SO_4$ , em água até perfazer  $2,0 \text{ dm}^3$  de solução.
  - 1.1.** Determina a concentração mássica da solução preparada.
  - 1.2.** Calcula a concentração molar da solução.
  
- 2** Determina a massa de soluto que é necessário medir para preparar 50,0 mL de uma solução de hidróxido de sódio, NaOH, com concentração mássica de  $120 \text{ g/dm}^3$ .
  
- 3** Dissolveram-se 42,5 g de nitrato de sódio,  $NaNO_3$  ( $M = 85,00 \text{ g/mol}$ ) em água, até perfazer 400,0 mL de solução.
  - 3.1.** Determina a quantidade de matéria de nitrato de sódio utilizada.
  - 3.2.** Selecciona a opção que indica a concentração desta solução.
    - (A)  $1,00 \text{ mol/dm}^3$
    - (B)  $1,25 \text{ mol/dm}^3$
    - (C)  $1,50 \text{ mol/dm}^3$
    - (D)  $1,75 \text{ mol/dm}^3$
  
- 4** Calcula a massa de soluto necessária para preparar uma solução de 100,0 mL de uma solução de  $3,0 \text{ mol/dm}^3$  em cloreto de sódio, NaCl.
  
- 5** O oxalato de cálcio,  $CaC_2O_4$  ( $M = 128,10 \text{ g/mol}$ ), encontra-se nas folhas de espinafres. Uma amostra de 25,0 mL de uma solução aquosa deste sal contém 0,525 g de oxalato de cálcio.

Determina a concentração desta solução.
  
- 6** Dissolveram-se 21,2 g de carbonato de sódio,  $Na_2CO_3$ , em água, de modo a perfazer 250,0 mL de solução.
  - 6.1.** Calcula a concentração desta solução.
  - 6.2.** Determina o valor da concentração mássica.
  
- 7** Dissolveram-se 8,0 g de hidróxido de sódio, NaOH, em água. A solução obtida tem uma concentração de  $0,50 \text{ mol/dm}^3$ .

Determina o volume da solução, expresso em mililitros, mL.

- 8 Considera uma solução aquosa de cloreto de sódio,  $\text{NaCl}$ , preparada a partir de 250 mL de água destilada e 12,0 g de soluto ( $M(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g/mol}$ ), sem alteração de volume do solvente.

8.1. Determina a concentração mássica da solução.

8.2. Selecciona a opção que contém a expressão que permite obter o valor da concentração molar da solução preparada.

- (A)  $\frac{12,0 \times 58,44}{250} \text{ mol/dm}^3$   
 (B)  $\frac{12,0 \times 58,44}{0,250} \text{ mol/dm}^3$   
 (C)  $\frac{12,0}{58,44 \times 250} \text{ mol/dm}^3$   
 (D)  $\frac{12,0}{58,44 \times 0,250} \text{ mol/dm}^3$

- 9 No rótulo de um frasco no laboratório está escrito que a solução de cloreto de sódio,  $\text{NaCl}$ , é de 30% ( $m/m$ ). Qual é o significado físico deste valor escrito no rótulo?

- 10 Observa o rótulo de uma embalagem de álcool ao lado.

10.1. Qual é o significado de 96% V/V?

10.2. Se tiveres 75 mL da solução contida na embalagem, qual é o volume de álcool etílico que tens?



- 11 Considera o rótulo de uma margarina e de um creme vegetal representados na figura.

Peso líquido 500 g	Peso líquido 500 g
<b>Margarina</b>	<b>Creme vegetal</b>
65% de lípidos	35% de lípidos
Valor energético por porção de 59 kcal/10 g	Valor energético por porção de 32 kcal/10 g

11.1. Qual é o significado físico do valor 65% de lípidos, na Margarina?

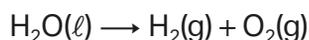
11.2. Uma colher contém 50 g de creme vegetal. Determina a massa de lípidos nessa colher.

11.3. Qual é o produto mais indicado para pessoas cuja dieta alimentar recomenda baixa ingestão de gordura?

## 2.4. Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação da Massa

A **Lei de Lavoisier** determina que “na Natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”. Ou seja, durante as reações químicas, a massa total dos reagentes é sempre igual à massa dos produtos de reação. Para garantir tal, o número de átomos nos reagentes é sempre igual ao número de átomos nos produtos de reação.

Por exemplo, na eletrólise da água, esta decompõe-se por ação da eletricidade em hidrogénio e oxigénio, de acordo com a seguinte equação química:



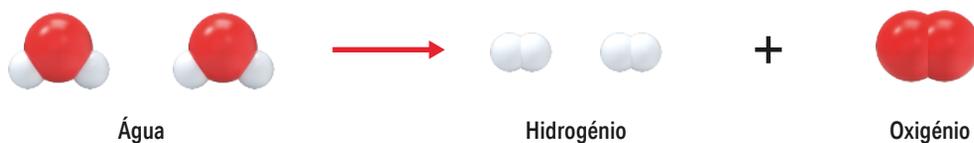
Como podes ver, a equação não está correta, pois o número de átomos de oxigénio nos reagentes e nos produtos de reação não é igual. Ou seja, não se verifica a Lei de Lavoisier. Logo, tens de acertar a equação.

Para melhor compreenderes a contagem do número de átomos, representamos os modelos moleculares.



No esquema anterior, uma molécula de água, H<sub>2</sub>O, só tem um átomo de oxigénio na sua constituição. Para se formar uma molécula de oxigénio, O<sub>2</sub>, nos produtos, são necessários dois átomos de oxigénio. Logo, são necessárias duas moléculas de água, 2 H<sub>2</sub>O, nos reagentes. Por sua vez, como nas duas moléculas de água há quatro átomos de hidrogénio, vão formar-se também duas moléculas de hidrogénio, 2 H<sub>2</sub>.

Portanto, por cada duas moléculas de água, 2 H<sub>2</sub>O, que reagem, formam-se duas moléculas de hidrogénio, 2 H<sub>2</sub>, e uma molécula de oxigénio, O<sub>2</sub>.



Conhecida a proporção em que as moléculas se encontram nos reagentes e nos produtos da reação, podes, agora, acertar a **equação química**, colocando atrás das fórmulas químicas os **coeficientes numéricos** correspondentes.

Deste modo, a equação química que traduz a eletrólise da água é a seguinte:



Vídeo  
Lei de Lavoisier



## Atividade prática 2: Conservação da massa

### Descrição da experiência

Verificação, através de experiência, que nas reações químicas não há variação de massa.

### Material

- 6 provetas de 10 cm<sup>3</sup>
- Balança eletrônica
- 3 balões Erlenmeyer com rolha
- 3 tubos de ensaio pequenos
- Solução aquosa de nitrato de chumbo
- Solução aquosa de iodeto de potássio
- Solução aquosa de sulfato de cobre(II)
- Solução aquosa de hidróxido de sódio
- Solução aquosa de cloreto de bário
- Solução aquosa de sulfato de sódio

### Procedimento

- 1 Verter num balão de Erlenmeyer 9 cm<sup>3</sup> de solução aquosa de nitrato de chumbo.
- 2 Adicionar 4 cm<sup>3</sup> de solução aquosa de iodeto de potássio num tubo de ensaio pequeno.
- 3 Suspender o tubo de ensaio no interior do balão de Erlenmeyer com o fio.
- 4 Tapar o balão com uma rolha onde se possa prender o fio.
- 5 Colocar o balão de Erlenmeyer e o seu conteúdo na balança eletrônica. Registrar o valor da massa do conjunto.
- 6 Juntar a solução de iodeto de potássio à de nitrato de chumbo, inclinando com cuidado o balão de Erlenmeyer. Registrar de novo o valor da massa do conjunto.
- 7 Repetir os passos anteriores, usando:
  - 9 cm<sup>3</sup> de solução aquosa de sulfato de cobre(II) e 4 cm<sup>3</sup> de solução aquosa de hidróxido de sódio;
  - 9 cm<sup>3</sup> de solução aquosa de cloreto de bário e 4 cm<sup>3</sup> de solução aquosa de sulfato de sódio.

### Análise

- Regista as massas antes e depois da reação.

### Conclusão

- Que observação te permitiu concluir que ocorreu uma reação química?
- Compara os valores das massas registadas e diz o que acontece à massa total das substâncias envolvidas na reação.

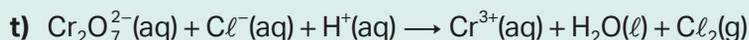
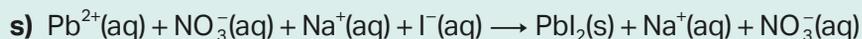
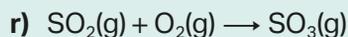
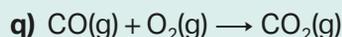
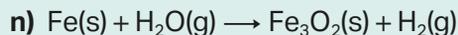
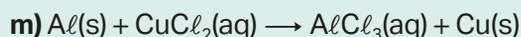
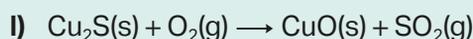
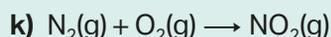
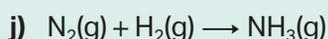
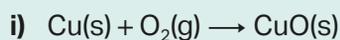
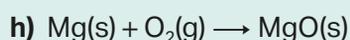
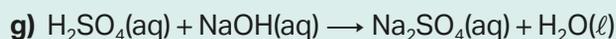
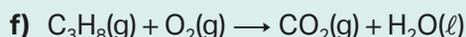
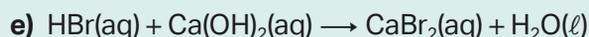
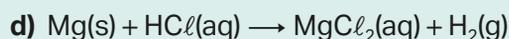
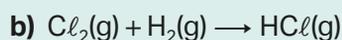
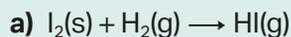


Vídeo  
Verificação da  
Lei de Lavoisier



## Exercícios

**1** Acerta as equações químicas seguintes:



**2** O esquema seguinte representa uma reação química completa entre duas substâncias, A e B, originando uma nova substância, C.



De acordo com a Lei da Conservação da Massa:

**2.1.** que massa de C se obtém quando reagem 10 g de A com 15 g de B?

**2.2.** que massa de A é necessária para reagir com 60 g de B e se obterem 100 g de C?

**2.3.** Que massa de B é necessária para reagir com 30 g de A para se obterem 75 g de C?

**3** Considera a reação química completa que ocorre entre 15,0 g de etano e 56,0 g de oxigénio, produzindo-se 44,0 g de dióxido de carbono e uma massa de vapor de água.

**3.1.** Calcula a massa total dos reagentes.

**3.2.** De acordo com Lei da Conservação da Massa, indica a massa total dos produtos de reação.

**3.3.** Determina o valor da massa de vapor de água formada.

## 2.5. Lei de Proust

A **estequiometria** é o estudo das relações entre as quantidades de reagentes e produtos envolvidos em reações traduzidas por equações químicas devidamente acertadas.

Os coeficientes numéricos que se colocam antes das fórmulas químicas para acertar a equação química são chamados **coeficientes estequiométricos**. Os **coeficientes estequiométricos** numa equação, além de garantirem que o número total de átomos de cada elemento químico é igual nos reagentes e nos produtos da reação, indicam a proporção em que cada substância participa na reação.

A **Lei de Proust** é também conhecida por **Lei das Proporções Definidas**.

Esta lei, enunciada por Proust, afirma que **as proporções com que os reagentes se consomem e os produtos se formam são constantes**.

Na combustão do metano,  $\text{CH}_4$ , depois de acertada a equação química, tens:



Repara que o metano reage com o oxigénio numa proporção de 1 para 2 (1:2). Esta leitura, em termos de quantidade de matéria, pode ser referida como 1 mol de moléculas de metano reage com 2 mol de moléculas de oxigénio.

Também podes relacionar todas as substâncias dos reagentes com os produtos de reação. Isto é, uma possível leitura da equação química pode ser:

1 mol de moléculas de metano,  $\text{CH}_4$ , reage com 2 mol de moléculas de oxigénio,  $\text{O}_2$ , originando 1 mol de moléculas de dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , e 2 mol de moléculas de água,  $\text{H}_2\text{O}$ .

As razões molares da combustão do metano são:

1 mol de  $\text{CH}_4$ : 2 mol de  $\text{O}_2$

1 mol de  $\text{CH}_4$ : 1 mol de  $\text{CO}_2$

1 mol de  $\text{CH}_4$ : 2 mol de  $\text{H}_2\text{O}$

2 mol de  $\text{O}_2$ : 1 mol de  $\text{CO}_2$

2 mol de  $\text{O}_2$ : 2 mol de  $\text{H}_2\text{O}$

1 mol de  $\text{CO}_2$ : 2 mol de  $\text{H}_2\text{O}$

Com estas proporções, podes prever a quantidade de matéria que terá de reagir ou que se espera obter de um produto de reação.

## Exercício resolvido

Considera a reação de combustão de 64,20 g de metano, CH<sub>4</sub>, de acordo com a seguinte equação química:



- 1.1 Qual é a quantidade de matéria que se consumiu de metano?
- 1.2 Qual é a quantidade de matéria de oxigénio necessária para fazer a combustão completa do metano?
- 1.3 Determina a massa de oxigénio necessária para fazer a combustão completa do metano.
- 1.4 Qual é a quantidade de dióxido de carbono e de água que se formam?
- 1.5 Determina a massa de cada um dos produtos formados.

### Resolução:

- 1.1 Dados:  $m = 64,20 \text{ g}$  de CH<sub>4</sub>      Fórmula:  $n = \frac{m}{M}$   
 $M(\text{CH}_4) = 16,05 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow n = \frac{64,2}{16,05} \Leftrightarrow n = 4,00 \text{ mol de CH}_4$$

- 1.2 Dados:  $n = 4,00 \text{ mol}$  de CH<sub>4</sub>

Pela estequiometria da reação:

$$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol O}_2} = \frac{4,00 \text{ mol CH}_4}{x \text{ mol O}_2} \Leftrightarrow x = 8,00 \text{ mol O}_2$$

- 1.3 Dados:  $n = 8,00 \text{ mol}$  de O<sub>2</sub>

$M(\text{O}_2) = 32,00 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow 8,00 = \frac{m}{32,0} \Leftrightarrow m = 8,00 \times 32,00 = 256,00 \text{ g}$$

- 1.4 Dados:  $n = 4,00 \text{ mol}$  de CH<sub>4</sub>

Pela estequiometria da reação:

$$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = \frac{4,00 \text{ mol CH}_4}{x \text{ mol H}_2\text{O}} \Leftrightarrow x = 8,00 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Pela estequiometria da reação:

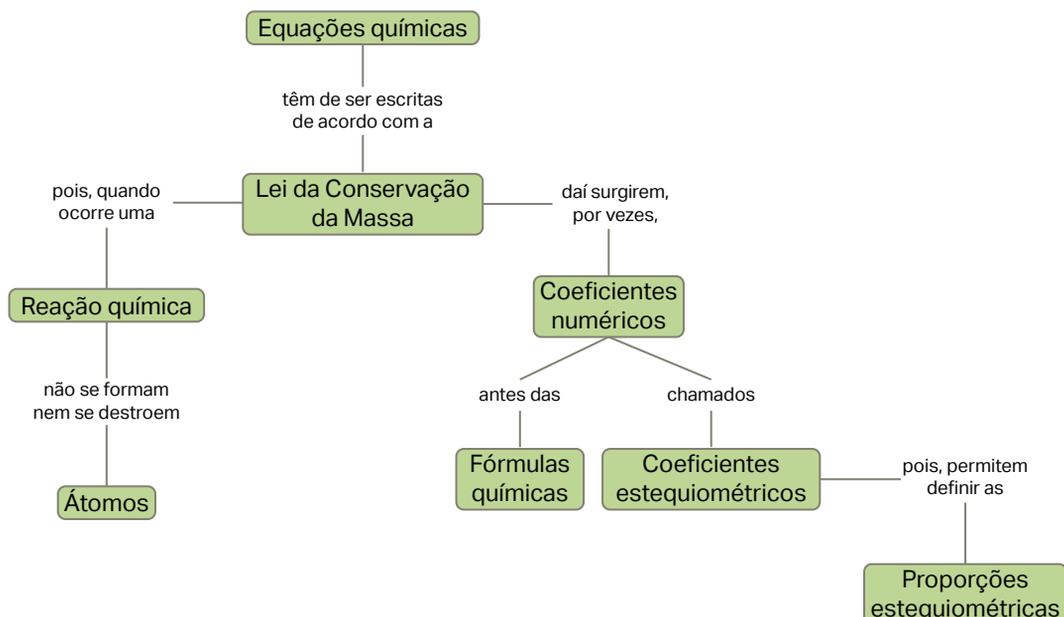
$$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{1 \text{ mol CO}_2} = \frac{4,00 \text{ mol CH}_4}{x \text{ mol CO}_2} \Leftrightarrow x = 4,00 \text{ mol CO}_2$$

- 1.5 Dados:  $n = 4,00 \text{ mol}$  de CO<sub>2</sub>;  $n = 8,00 \text{ mol}$  de H<sub>2</sub>O

Fórmula:  $n = \frac{m}{M}$

$$4,00 = \frac{m}{44,01} \Leftrightarrow m = 176,04 \text{ g de CO}_2 \quad 8,00 = \frac{m}{18,02} \Leftrightarrow m = 144,16 \text{ g de H}_2\text{O}$$

## Mapa de conceitos

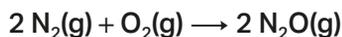


## Síntese de conteúdos

- A **Lei da Conservação da Massa** ou **Lei de Lavoisier** afirma que, numa reação química, em sistema fechado, a **massa total se mantém constante**.
- A igualdade do número de átomos dos elementos químicos nos reagentes e nos produtos da reação faz-se colocando coeficientes numéricos antes das fórmulas químicas.
- A estequiometria é o estudo das relações entre as quantidades de reagentes e produtos envolvidos em reações traduzidas por equações químicas devidamente acertadas.
- A **Lei de Proust** afirma que as proporções com que os reagentes se consomem e os produtos se formam são constantes.
- Com base na Lei de Proust, conhecendo a proporção pode prever-se a quantidade de matéria que terá de reagir ou se espera obter de um produto de reação.

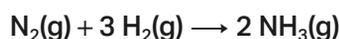
## Exercícios de aplicação

- 1** Considera a formação de óxido nitroso,  $\text{N}_2\text{O}$ , utilizado como analgésico em tratamentos dentários, de acordo com a seguinte equação química:

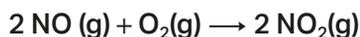


Se reagirem 3,5 mol de nitrogénio,  $\text{N}_2$ , qual é a quantidade de matéria de óxido nitroso que se pode formar?

- 2** Na síntese de amoníaco, pelo processo de Haber-Bosch, utilizaram-se 32,0 g de hidrogénio. Determina a quantidade de amoníaco que se consegue obter.

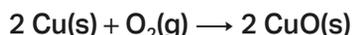


- 3** A equação química a seguir traduz a reação de formação de dióxido de nitrogénio,  $\text{NO}_2$ , a partir da reação entre o monóxido de nitrogénio,  $\text{NO}$ , e o oxigénio molecular.



Num ensaio, 2,00 mol de moléculas de oxigénio foram consumidas. Determina a massa de dióxido de nitrogénio que se formou.

- 4** O cobre sofre oxidação quando exposto a uma atmosfera rica em oxigénio, de acordo com a seguinte equação química:



Determina a massa de óxido de cobre(II) que se forma quando 40,0 g de cobre reage com oxigénio em excesso.

- 5** O carbonato de cálcio,  $\text{CaCO}_3$ , decompõe-se, por ação do calor, em óxido de cálcio,  $\text{CaO}$ , e dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ .



- 5.1.** Determina a quantidade de matéria de 20,0 g de carbonato de cálcio.
- 5.2.** Calcula a quantidade de matéria de dióxido de carbono que se forma na decomposição de 20,0 g de carbonato de cálcio.
- 5.3.** Calcula a massa de óxido de cálcio que se obtém na decomposição de 20,0 g de carbonato de cálcio.

**6** O gás propano,  $C_3H_8$ , é utilizado como combustível nos fogões da cozinha. Cada garrafa contém 45 kg de gás. No processo de combustão, o propano é o combustível, e o oxigénio molecular, o comburente, libertando-se para a atmosfera outros gases: o dióxido de carbono e o vapor de água.

- 6.1.** Escreve a equação química que traduz a reação de combustão do propano, devidamente acertada.
- 6.2.** Determina a quantidade de propano que existe numa garrafa de gás.
- 6.3.** Calcula a quantidade de oxigénio necessário para fazer a combustão da massa total do propano contido na garrafa.
- 6.4.** Determina a quantidade de vapor de água que se forma na combustão completa do gás.
- 6.5.** Calcula a massa de dióxido de carbono libertada para a atmosfera se a garrafa de gás se esgotar.

**7** A última etapa na produção de ácido sulfúrico,  $H_2SO_4$ , consiste na reação entre o gás trióxido de enxofre,  $SO_3$ , e a água líquida. Calcula a massa de  $H_2SO_4$  que se consegue produzir, se reagir totalmente 400 g de trióxido de enxofre com água em excesso.

**8** O carbono aquecido na presença de dióxido de silício,  $SiO_2$ , dá origem a carboneto de silício,  $SiC$ , e monóxido de carbono,  $CO$ , processo traduzido por:



Sabendo que a massa de dióxido de silício que reagiu foi 90,14 g, calcula:

- 8.1.** a quantidade de matéria de carbono que tem de existir para reagir com o dióxido de silício;
- 8.2.** a massa de  $SiC$  que é possível obter no processo descrito.

**9** A reação química entre o amoníaco,  $NH_3$ , e o dioxigénio,  $O_2$ , origina monóxido de nitrogénio,  $NO$ , e vapor de água,  $H_2O$ :



Num determinado ensaio, foram colocados numa câmara de reação 85,0 g de amoníaco com dioxigénio em excesso.

- 9.1.** Acerta a equação química.
- 9.2.** Calcula a quantidade de matéria de amoníaco que reagiu.
- 9.3.** Calcula a quantidade de água que se formou.
- 9.4.** Determina a massa de monóxido de nitrogénio que se formou.

## 2.6. Química verde

### Recursos naturais

Os recursos naturais renováveis são aqueles que podem ser regenerados naturalmente num período de tempo relativamente curto. Eles podem ser utilizados continuamente, sem esgotar as fontes originais. Alguns exemplos de recursos naturais renováveis incluem energia solar, energia eólica, energia geotérmica, biomassa, água e solo fértil.

Por outro lado, recursos naturais não renováveis são aqueles que não podem ser regenerados ou levam milhares ou milhões de anos para se formar, esgotando-se ao longo do tempo. Alguns exemplos de recursos naturais não renováveis incluem petróleo, gás natural, carvão mineral e minerais metálicos, como ferro e cobre.



**Fig. 15** Exemplos de recursos renováveis e não renováveis.

É importante reconhecer o carácter limitado de recursos naturais importantes, como a água e matérias-primas minerais usadas na indústria da transformação, pois estes são finitos e podem esgotar-se com o uso excessivo e/ou inadequado.

A água é um recurso fundamental para a vida, mas apenas uma pequena percentagem dela é acessível e utilizável para consumo humano. A demanda por água está a aumentar rapidamente em todo o mundo, devido ao crescimento populacional e às atividades humanas, como a agricultura, a indústria e o uso doméstico. O uso excessivo de água pode levar à escassez, à degradação e poluição dos recursos hídricos, afetando, assim, a disponibilidade e qualidade de água potável para as populações.



**Fig. 16** A água é um recurso fundamental para a vida.

As matérias-primas minerais são essenciais para a indústria da transformação, que produz bens de consumo e serviços. No entanto, muitas dessas matérias-primas são limitadas e não renováveis, como o petróleo, o gás natural, o carvão mineral e os minerais metálicos, nomeadamente o ferro, o cobre e o alumínio. O uso excessivo desses recursos pode levar à escassez e ao aumento dos preços, o que pode afetar negativamente a economia e o bem-estar das pessoas.



Portanto, é importante reconhecer o carácter limitado desses recursos naturais e adotar práticas sustentáveis em relação ao uso e gestão dos mesmos, como a redução do desperdício de água, a reutilização e reciclagem de materiais e a busca por fontes de energia renováveis. A preservação desses recursos é essencial para garantir a sua disponibilidade para as gerações presentes e futuras.

A **química verde** surge como consequência da enorme importância para a sociedade, o ambiente e as futuras gerações do controlo dos efeitos nocivos da atividade química.

A busca e a utilização de processos químicos que reduzam a libertação de substâncias nocivas para os seres vivos designa-se por **química verde**.

Enquanto a química tradicional tem como principal preocupação a maximização da produção do produto desejado, a química verde concilia quatro objetivos fundamentais:

- minimização da produção de resíduos e emissão de poluentes suscetíveis de causar efeitos nocivos;
- escolha de reagentes e solventes não tóxicos e processos menos poluentes;
- otimização do uso da energia e opção por energias renováveis;
- maximização da transformação de reagentes no produto desejado, evitando desperdícios (opção por processos mais eficientes e mais económicos).



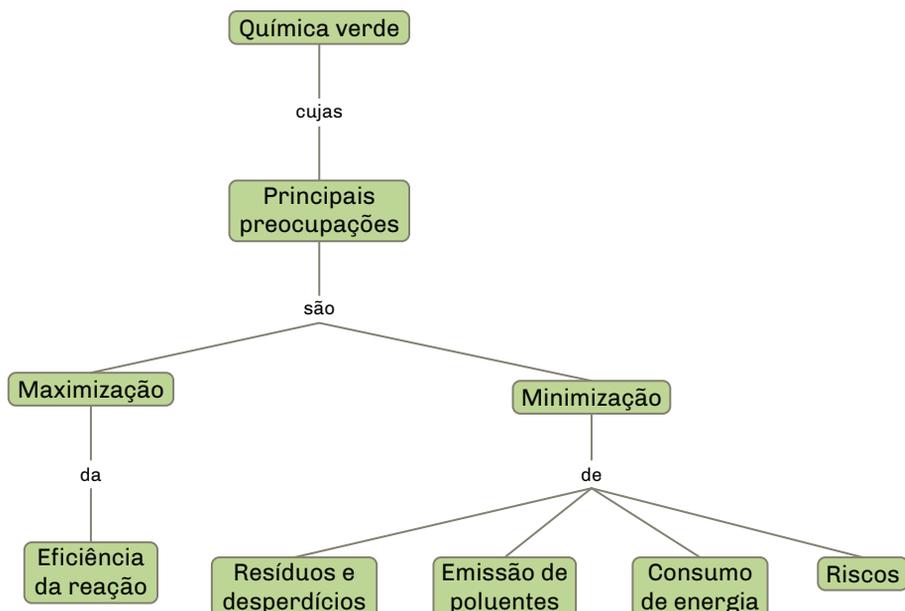
**Fig. 17** Objetivos da química verde.

### Trabalho de pesquisa

Faz uma pesquisa e elabora um infográfico sobre a história da química verde.

Relata as datas e os acontecimentos da química verde, como o seu nascimento, a criação de revistas sobre o tema e até mesmo prémios atribuídos no âmbito da química verde. Relata contributos da Química para a sustentabilidade do ambiente.

## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- Recursos naturais renováveis são aqueles que podem ser regenerados naturalmente num período de tempo relativamente curto.
- Recursos naturais não renováveis são aqueles que não podem ser regenerados ou levam milhares ou milhões de anos para se formar, sendo esgotados ao longo do tempo.
- Recursos naturais importantes, como a água e matérias-primas minerais usadas na indústria da transformação, são limitados.
- A busca e utilização de processos e produtos químicos que reduzam a libertação de substâncias nocivas para os seres vivos designa-se por **química verde**.
- A química verde concilia quatro **objetivos fundamentais**:
  - a minimização da produção de resíduos e da emissão de poluentes suscetíveis de causar efeitos nocivos;
  - a escolha de reagentes e solventes não tóxicos e processos menos poluentes;
  - a otimização do uso da energia e a opção por energias renováveis;
  - que o máximo de reagentes se transforme no produto desejado, evitando desperdícios (opção por processos mais eficientes e mais económicos).

## 3. Tipos de reações químicas

### 3.1. Reações de oxidação-redução

A degradação de materiais expostos ao ar pode ocorrer devido a diversas reações químicas, sendo uma das mais comuns a oxidação.

A oxidação pode ocorrer quando o oxigênio presente no ar reage com os átomos do material. Essa reação pode ser acelerada por fatores como a presença de humidade, altas temperaturas, luz solar e poluentes atmosféricos.



**Fig. 18** Barco oxidado na ilha da Boavista.

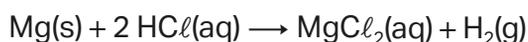
A oxidação causa a formação de compostos químicos que são diferentes do material original, como óxidos, hidróxidos e sais. Esses compostos têm propriedades diferentes do material original, o que pode levar à degradação das propriedades físicas e mecânicas do mesmo.

Um exemplo comum de oxidação é a corrosão de metais, como o barco oxidado na ilha da Boavista (figura 18). Quando o metal é exposto ao ar e à humidade, o oxigênio e a água reagem com os átomos do metal, causando a formação de óxidos e hidróxidos que enfraquecem a estrutura do material. A ferrugem em metais como o ferro é um exemplo clássico de oxidação.

Inicialmente, o termo oxidação significava "combinação com o oxigênio" e o termo redução significava "remoção do oxigênio". Após a descoberta dos eletrões, concluiu-se que o que está em causa é a perda e o ganho de eletrões. Assim:

- a **oxidação** é um processo no qual uma espécie química perde eletrões, ficando mais positiva ou menos negativa;
- a **redução** é um processo no qual uma espécie química ganha eletrões, ficando mais negativa ou menos positiva.

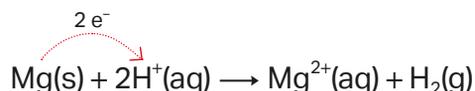
É o caso da reação entre o magnésio e o ácido clorídrico:



Esta reação de destruição do magnésio metálico ocorre pelo facto de os átomos de Mg cederem eletrões aos iões  $\text{H}^+$ , resultantes da dissociação da molécula  $\text{HCl}$  com água, e se transformarem em iões  $\text{Mg}^{2+}$ . Desta forma, o magnésio deixa de ser sólido, passando para a solução na sua forma iónica.



Dado que os iões  $\text{Cl}^-$  não participam na reação (são iões espectadores), a equação química pode escrever-se de forma abreviada:



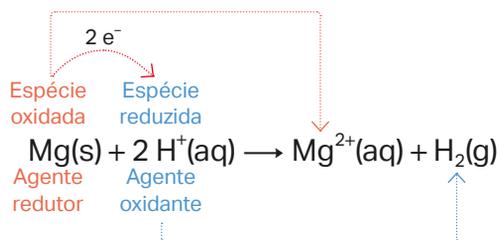
A seta curva evidencia a transferência de eletrões ( $e^-$ ) do Mg para os  $\text{H}^+$ .

O magnésio perdeu dois eletrões, e cada catião hidrogénio ganhou um eletrão. Por perder eletrões, o Mg sofre **oxidação**, é a **espécie oxidada**, e o  $\text{H}^+$ , pelo facto de ganhar um eletrão, sofre **redução**, é a **espécie reduzida**.

Uma oxidação é sempre acompanhada de uma redução, uma vez que uma espécie química só pode captar eletrões se existir outra que os ceda. Por isso, uma **reação de oxidação-redução** ou, mais simplesmente, **reação redox**, pode ser definida como uma reação de transferência de eletrões de uma espécie para outra.

Durante uma reação de oxidação-redução:

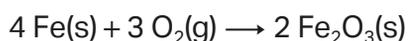
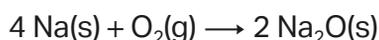
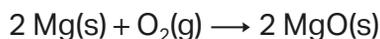
- a espécie que tem tendência para ganhar eletrões, sofrendo redução, designa-se por **espécie química reduzida**. Ao captar esses eletrões à outra espécie, provocando a sua oxidação, a espécie reduzida atua como agente **oxidante**;
- a espécie que tem tendência para ceder eletrões, sofrendo oxidação, é a **espécie química oxidada**, que, provocando a redução da outra espécie, funciona como agente **reductor**.



A espécie que sofre **oxidação** é designada por **espécie oxidada** e **agente reductor**.

A espécie que sofre **redução** é designada por **espécie reduzida** e **agente oxidante**.

A maior parte dos elementos podem combinar-se facilmente com oxigénio. Os metais combinam-se facilmente com o oxigénio, formando óxidos metálicos. Estas combustões de metais são um caso particular das reações de oxidação-redução:



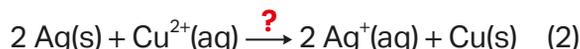
## Força relativa de oxidantes e redutores

Numa reação entre o cobre metálico e os iões prata contidos numa solução aquosa de nitrato de prata, verificas a seguinte reação:

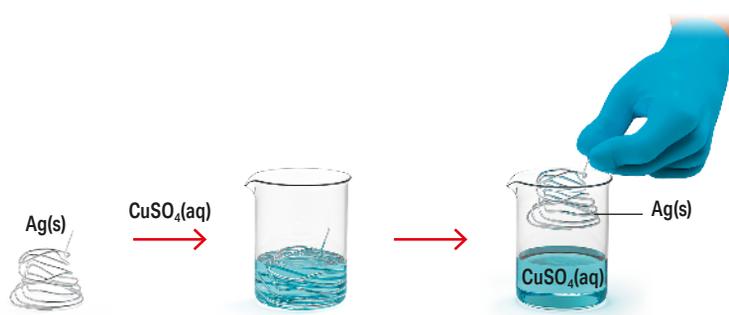


Ocorre a oxidação do Cu(s) (espécie redutora) e a redução dos iões (espécie oxidante). Pode dizer-se que o cobre sólido reduziu os iões prata.

Será que a reação inversa também acontece espontaneamente?



Para dar resposta a esta questão, colocou-se um fio de prata numa solução aquosa de sulfato de cobre(II), que contém iões cobre(II), de cor azul-turquesa. Se a reação ocorresse, seria expectável observar um atenuar da cor azul da solução e, simultaneamente, um depósito acobreado no fio de prata.



**Fig. 19** Prata metálica em contacto com iões cobre(II).

Não se observou qualquer alteração no gobelé. Isto é, a prata sólida, quando em contacto com iões cobre(II), não atua como agente redutor, não oxida.

Conclui-se, assim, que o elemento cobre é melhor redutor do que o elemento prata, ou seja, que o cobre apresenta maior tendência para oxidar (perder eletrões) do que a prata, uma vez que a reação (1) ocorre espontaneamente, ao contrário da reação (2).

Comparando o comportamento destes e de outros metais, os químicos organizaram a designada **série eletroquímica**, ordenando os elementos metálicos por ordem crescente de poder redutor.

Os químicos criaram uma classificação qualitativa do poder redutor e do poder oxidante dos elementos. Também verificaram que o hidrogénio, H<sub>2</sub>, pode ser oxidado a H<sup>+</sup> por alguns metais e não por outros.

Uma série eletroquímica pode ser utilizada para prever se uma reação de oxidação-redução pode ocorrer espontaneamente ou não.

Na série eletroquímica representada na figura 20, verifica-se que o poder redutor cresce do ouro, Au, para o lítio, Li. Por exemplo, uma vez que o Al está acima do Cu na série, isso significa que o Al apresenta maior tendência para ceder eletrões (oxidar) do que o Cu. Assim, o Al(s) oxida-se, formando  $Al^{3+}(aq)$  e obrigando o  $Cu^{2+}(aq)$  a reduzir, formando Cu(s). Por outras palavras, pode dizer-se que o Al(s) reduz os iões  $Cu^{2+}(aq)$  espontaneamente.



Na série eletroquímica, os metais reduzem os catiões metálicos que se situam abaixo deles na série, e os catiões metálicos oxidam os metais que se situam acima deles na mesma série.

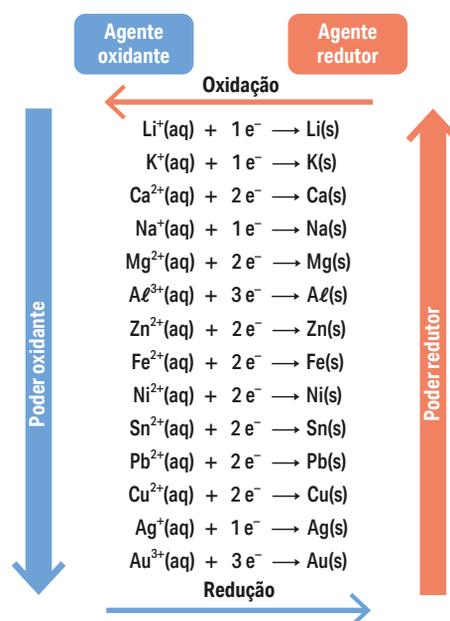
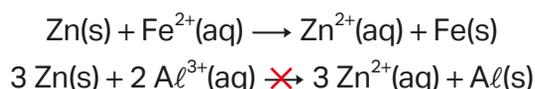


Fig. 20 Série eletroquímica.

Analisando os dados da série eletroquímica (figura 20), pode inferir-se, por exemplo, que o zinco metálico se oxida reduzindo o catião ferro, mas não se oxida na presença de catiões de alumínio. Ou seja,



## Exercício resolvido

Mergulhou-se um prego de ferro, Fe, numa solução de sulfato de cobre(II),  $CuSO_4$ . Ao fim de algum tempo, a cor da solução ficou mais clara e verificou-se que o prego ficou coberto por um sólido castanho-avermelhado.



- 1.1 Indica a espécie química oxidada e a espécie química reduzida. Justifica.
- 1.2 Identifica os agentes redutores e os agentes oxidantes.

### Resolução:

- 1.1 A espécie oxidada é o ferro, Fe(s), pelo facto de perder eletrões, e a espécie reduzida é o  $Cu^{2+}$ , pelo facto de ganhar eletrões.
- 1.2 O agente redutor é o Fe(s) e o agente oxidante é o  $Cu^{2+}$ .

### Atividade prática 3: Oxidação do ferro

#### Descrição da experiência

Verificar que, para se dar a reação química que transforma o ferro em óxido de ferro, é necessária a presença de ar e água.

#### Material

- 4 tubos de ensaio, um deles com rolha, com etiquetas de A a D
- Suporte de tubos de ensaio
- 4 pregos de ferro idênticos, com cerca de 3 cm de comprimento
- 1 gobelé
- 1 espátula
- Placa de aquecimento
- Óleo ou azeite
- Sílica-gel
- Lixa

#### Procedimento

- 1 Limpar os pregos com uma lixa.
- 2 Colocar um prego no tubo de ensaio A. Este deve estar bem seco.
- 3 Colocar outro prego no tubo de ensaio B e cobrir o prego com água da torneira.
- 4 Ferver a água da torneira num gobelé, durante um minuto, para que seja removido o ar que ele contém.
- 5 Colocar um prego no tubo de ensaio C. Deitar água fervida suficiente para cobrir o prego. Coloca azeite ou óleo a cobrir a água.
- 6 Usar uma espátula para colocar alguns pedaços de sílica-gel no tubo de ensaio D. Adicionar um prego e tapar o tubo de ensaio com rolha.
- 7 Deixar os tubos de ensaio por 3 a 5 dias.
- 8 Registrar as observações.

#### Análise

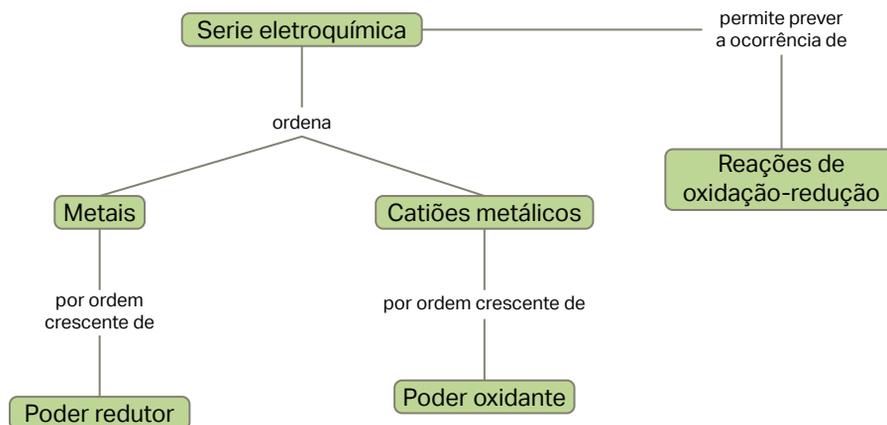
- Preenche a tabela.

Tubo de ensaio	Condições	Observações
A	Ar	
B		
C		
D		

#### Conclusão

- Onde houve maior oxidação do ferro?
- Qual é a eficácia do agente antiferrugem?

## Mapa de conceitos

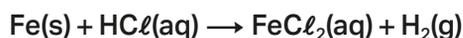


## Síntese de conteúdos

- A **oxidação** é um processo no qual uma espécie química perde elétrons, ficando mais positiva ou menos negativa.
- A **redução** é um processo no qual uma espécie química ganha elétrons, ficando mais negativa ou menos positiva.
- A espécie que sofre **oxidação** é designada por **espécie oxidada** e **agente redutor**. A espécie que sofre **redução** é designada por **espécie reduzida** e **agente oxidante**.
- Analisando os dados de uma **série eletroquímica**, pode prever-se a **ocorrência de reações de oxidação-redução**.
- Na série eletroquímica, os metais reduzem os cátions metálicos que se situam abaixo deles na série e os cátions metálicos oxidam os metais que se situam acima deles na mesma série.

## Exercícios de aplicação

- 1** O ferro metálico, Fe, reage com o ácido clorídrico, HCl, de acordo com a equação química seguinte.



- 1.1.** Acerta a equação química.  
**1.2.** Escreve a equação reduzida desta reação na forma iónica.  
**1.3.** Identifica a espécie química oxidada e a espécie reduzida. Justifica.  
**1.4.** Identifica o agente oxidante e o agente redutor.

- 2** Considera uma solução de sulfato de cobre(II), CuSO<sub>4</sub>, de cor azul característica devida aos iões Cu<sup>2+</sup> presentes em solução. Introduce-se uma placa de zinco, Zn. Passado algum tempo, a solução descora, e a parte da placa de zinco mergulhada na solução fica coberta por um sólido castanho-avermelhado.

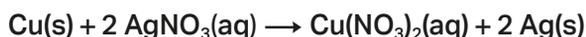


- 2.1.** Escreve a equação química, na forma iónica, da reação que ocorreu.  
**2.2.** Ocorreria reação se a placa de zinco fosse mergulhada numa solução com iões de magnésio? Justifica a tua resposta.

- 3** Ao colocar um fio de cobre numa solução que contém iões prata, verifica-se um acentuar da cor azul da solução e, simultaneamente, um depósito prateado no fio de cobre.

A reação química ocorrida no gobelé pode ser traduzida por uma das seguintes equações:

(I) equação completa:



(II) equação iónica:



- 3.1.** Identifica nesta reação:
- 3.1.1.** a espécie oxidada;
  - 3.1.2.** a espécie reduzida;
  - 3.1.3.** o agente oxidante;
  - 3.1.4.** o agente redutor.
- 3.2.** Qual é a espécie química que perde eletrões?  
**3.3.** Qual é a espécie química que ganha eletrões?

## 3.2. Reações ácido-base

A palavra ácido deriva do termo em latim *acidus*, que significa "azedo", e refere-se ao forte odor e ao acentuado sabor azedo de muitos ácidos.

O vinagre, por exemplo, tem um gosto azedo porque é uma solução diluída de ácido acético (figura 21A).

As bases ou alcalis, cujo termo deriva do árabe *al-qali*, que significa "cinzas vegetais", têm diversas utilizações, quer domésticas quer na indústria química (figura 21B).



**Fig. 21** (A) O vinagre contém ácido acético. (B) É exemplo de base o amoníaco nos detergentes.

Svante August Arrhenius (1859-1927), ao analisar as soluções aquosas de um conjunto alargado de ácidos e de bases, notou que os ácidos produziam o mesmo catião ( $H^+$ ) e as bases produziam o mesmo anião ( $OH^-$ ), o que o levou a concluir que, em solução aquosa, os ácidos apresentavam um ião comum,  $H^+$ , enquanto as bases apresentavam um anião comum,  $OH^-$ . Desse modo, foi possível a Arrhenius propor uma definição para os ácidos e bases tendo em consideração a composição química das substâncias e o seu comportamento em água.

### Ácido de Arrhenius

Substância que origina iões hidrogénio,  $H^+$ , quando é dissolvida em água.

Exemplo:



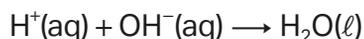
### Base de Arrhenius

Substância que origina iões hidróxido,  $OH^-$ , quando é dissolvida em água.

Exemplo:



De acordo com Arrhenius, a **neutralização** ocorre quando o ião hidrogénio,  $H^+$ , proveniente do ácido e o ião hidróxido,  $OH^-$ , proveniente da base, se combinam para formar água,  $H_2O$ .



## Ácidos

Os ácidos são compostos que, dissolvidos em água, se dissociam e produzem íons hidrogénio,  $H^+$ , originando soluções ácidas.

O sabor azedo de certos frutos, bebidas, do vinagre, etc., deve-se aos ácidos que contêm. Por exemplo, nos sumos de tomate, de laranja e de limão existe ácido cítrico; o sumo de uva contém ácido tartárico; no sumo de maçã encontra-se ácido málico; o vinagre, a mostarda e os *pickles* contêm ácido acético; o refrigerante de cola contém ácido fosfórico; e o leite contém ácido láctico (figura 22).

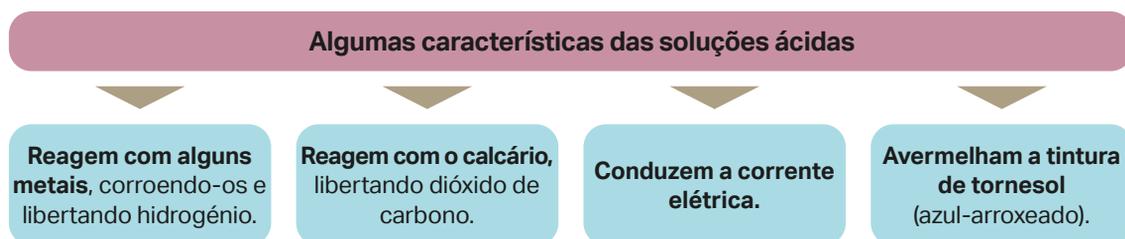


**Fig. 22** Alguns ácidos presentes em certos alimentos.

A tabela 1 apresenta alguns exemplos de ácidos em soluções aquosas que se poderão encontrar nos laboratórios de química.

Nome	Fórmula química
Ácido clorídrico	$HCl$
Ácido sulfúrico	$H_2SO_4$
Ácido nítrico	$HNO_3$
Ácido fosfórico	$H_3PO_4$

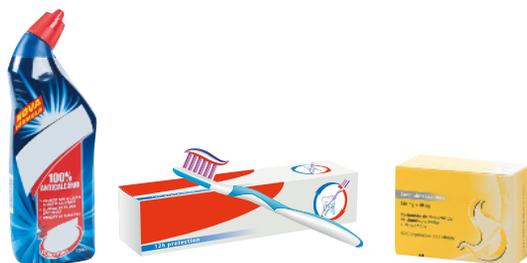
**Tabela 1** Exemplos de ácidos existentes em laboratórios de química.



## Bases

As bases são compostos que, dissolvidos em água, se dissociam e produzem iões  $\text{OH}^-$ , originando soluções básicas ou alcalinas.

As bases são utilizadas em produtos de limpeza, de higiene pessoal, em medicamentos, como, por exemplo, os antiácidos, entre outras aplicações.



**Fig. 23** Exemplos de bases em detergentes, produtos de higiene e em medicamentos antiácidos.

A tabela 2 apresenta exemplos de algumas bases que poderão ser encontradas em laboratório de química.

Nome	Fórmula química
Hidróxido de sódio	$\text{NaOH}$
Hidróxido de cálcio	$\text{Ca(OH)}_2$
Hidróxido de magnésio	$\text{Mg(OH)}_2$
Hidróxido de potássio	$\text{KOH}$

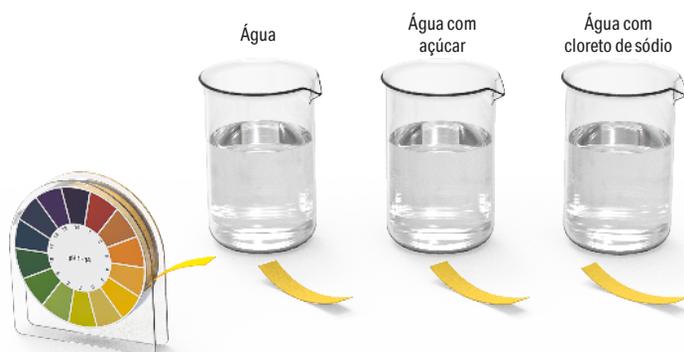
**Tabela 2** Exemplo de bases existentes em laboratório de química.



Tanto as soluções ácidas como as soluções básicas utilizadas no laboratório, se forem concentradas, podem ser corrosivas e perigosas para a saúde. Por isso, só deves trabalhar com soluções ácidas e básicas diluídas e na presença do teu professor, com as devidas precauções.

## Soluções neutras

Há soluções que não têm carácter ácido nem básico – são soluções neutras. Por exemplo, a água com açúcar e a água com cloreto de sódio (figura 24), entre outras, são soluções neutras. Estas soluções, relativamente ao carácter ácido ou básico, comportam-se como a água (pura) que é neutra.



**Fig. 24** A água com açúcar e a água com cloreto de sódio são soluções neutras.

## Indicadores

Há substâncias que apresentam uma determinada cor em meio ácido e cor diferente em meio básico.

Estas substâncias que podem indicar-nos se uma solução é ácida ou básica designam-se por **indicadores colorimétricos ácido-base**.

Os **indicadores colorimétricos ácido-base** mais usados nos laboratórios das escolas são:

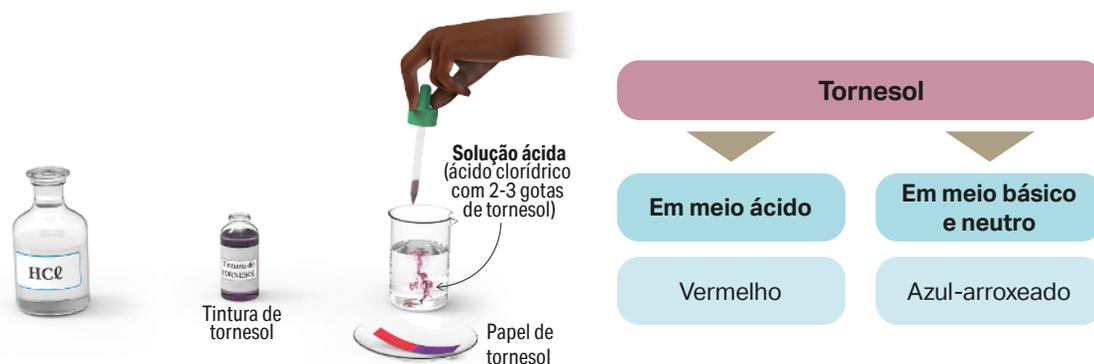
- o **tornesol**;
- a **fenolftaleína**;
- o **indicador universal**.

### Tornesol

O **tornesol** é um indicador azul-arroxeadado. Pode ser preparado em solução alcoólica, designada por tintura de tornesol, ou em tiras de papel impregnadas em solução de tornesol.

O **tornesol** é um bom indicador de soluções ácidas, pois a sua cor em meio ácido muda para **vermelho** (figura 25). Nas soluções básicas e nas soluções neutras, o tornesol permanece azul-arroxeadado.

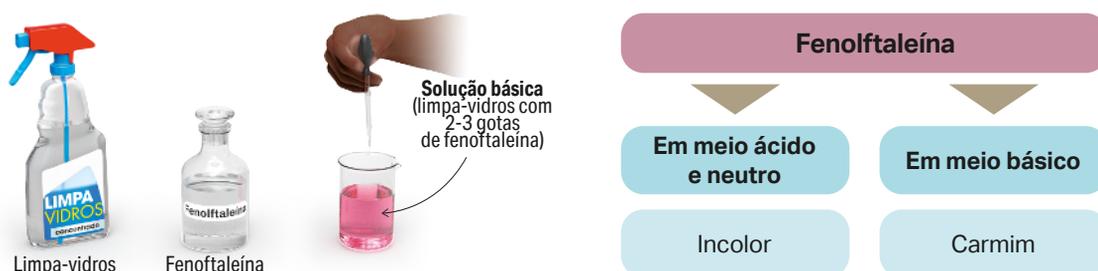




**Fig. 25** Em soluções ácidas, a cor do tornesol muda para vermelho.

### Fenolftaleína

A **fenolftaleína** é um indicador **incolor** que se usa em solução alcoólica. É um bom indicador de **soluções básicas**, pois a sua cor, em meio básico, muda para **carmin** (figura 26). Nas soluções ácidas e nas soluções neutras permanece incolor.



**Fig. 26** Em soluções básicas, a cor da fenolftaleína muda para carmin.

### Indicador universal

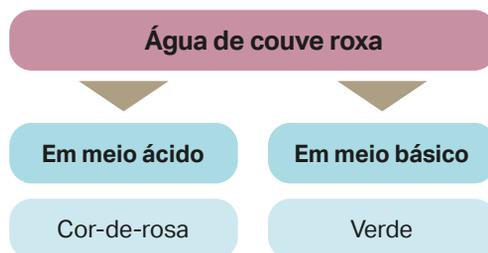
O **indicador universal** é um indicador que pode ser usado em solução ou em fita de papel impregnado com o indicador (figura 27). Este permite não só identificar o carácter ácido ou básico de uma solução, como também saber, com alguma aproximação, se uma dada solução é mais ou menos ácida ou básica do que outra. Para isso, é **necessário comparar a cor adquirida pelo indicador universal** nas diferentes soluções com as cores da tabela de referência existente na embalagem do indicador universal.



**Fig. 27** (A) Solução e papel indicador universal. (B) Soluções com grau de acidez e basicidade diferentes.

Podes preparar o teu próprio indicador ácido-base utilizando produtos caseiros, como, por exemplo um pouco de **couve roxa**, **água de beterraba** ou, então, **chá preto**.

Por exemplo, a água de couve-roxa é cor-de-rosa em meio ácido e verde em meio básico.



## Escala de pH

A escala de pH foi criada em 1909 pelo bioquímico dinamarquês Soren Sorensen (1868-1939), por isso também é chamada escala de Sorensen. Ele também criou um eletrodo que permite medir os valores de pH.

Uma forma de conhecer o **grau de acidez ou de basicidade** de uma solução é através da utilização de uma **escala de pH**. Nesta escala de pH, para soluções pouco concentradas e à temperatura de 25 °C, o valor de pH varia entre 0 e 14 (figura 28).

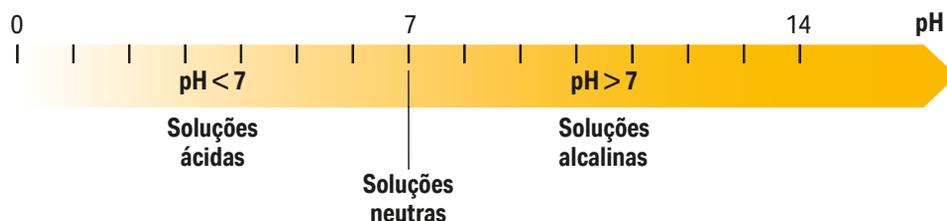
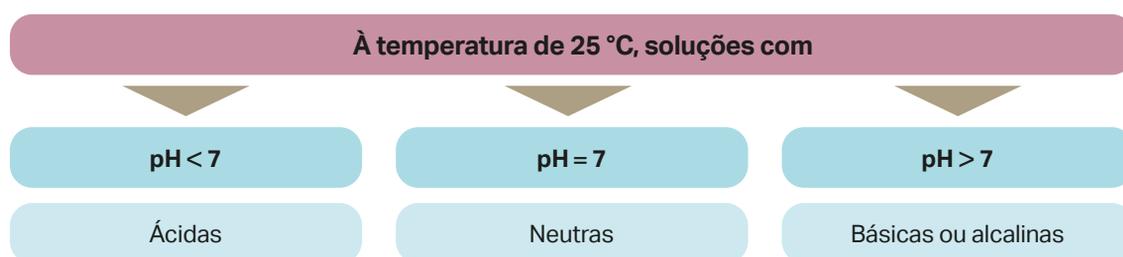


Fig. 28 Escala de pH ou escala de Sorensen.



Assim, quanto **menor** for o **valor de pH**, **mais ácida é a solução**, e, quanto **maior** for o **valor do pH**, **mais básica é a solução**.

Nos laboratórios há aparelhos, chamados **medidores de pH** (figura 29), que permitem, por leitura direta, determinar com rigor o valor de pH de uma solução.

**Fig. 29** Medidores de pH.

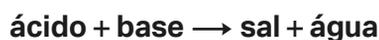
A figura mostra valores aproximados do pH de algumas soluções e outras misturas conhecidas do dia a dia ou usadas no laboratório.

**Fig. 30** Valores aproximados do pH de algumas soluções e outras misturas conhecidas do dia a dia ou usadas no laboratório.

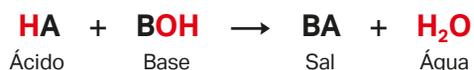
## Reações ácido-base

Quando se junta uma solução básica e uma solução ácida, ou vice-versa, ocorre sempre uma reação química que se designa por **reação ácido-base**.

A equação de palavras que traduz de uma forma genérica este tipo de reações é a seguinte:

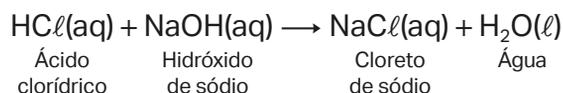


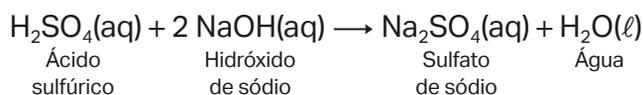
A equação química genérica correspondente é:



Nesta reação ocorre uma troca de iões entre as substâncias em meio aquoso. O anião do ácido vai juntar-se ao catião da base para originar o sal iónico.

Exemplos:





As **reações ácido-base** são muitas vezes designadas por **reações de neutralização**, pelo facto de as propriedades ácida e básica das soluções iniciais se neutralizarem.

Nota que a designação "neutralização" não significa que a solução final seja de facto neutra.

### Aspetos ambientais das reações ácido-base

A água da chuva, durante a precipitação, dissolve algumas substâncias constituintes da atmosfera, entre as quais o dióxido de carbono  $\text{CO}_2$ . Em ambientes poluídos, este gás é responsável pela acidez da água da chuva (dita normal), que apresenta, em média, pH igual a 5,6. Esta ligeira acidez resulta da reação química:



Em zonas com intensa atividade vulcânica, incêndios florestais, atividade industrial, produção energética e/ou tráfego rodoviário, verifica-se que o pH da chuva é inferior a 5,6, podendo chegar a valores próximos de 2,0. Neste caso, a chuva é designada por **chuva ácida**.

Os principais gases que provocam a chuva ácida, para além do dióxido de carbono, são os óxidos de enxofre  $\text{SO}_2$  e  $\text{SO}_3$ , e de nitrogénio,  $\text{NO}_2$ .

Vejamos algumas das transformações que esses gases sofrem para produzir ácidos na atmosfera.

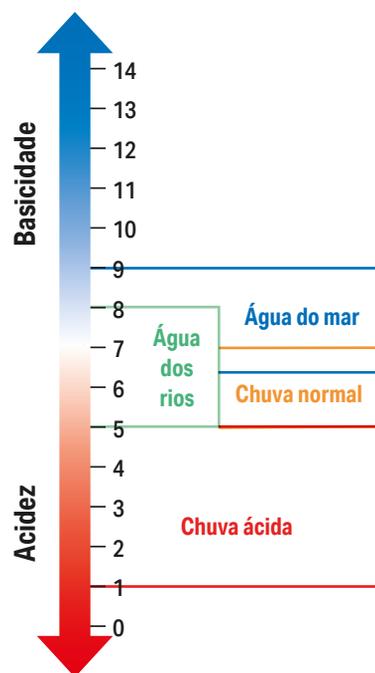


Fig. 31 As águas naturais e o pH.

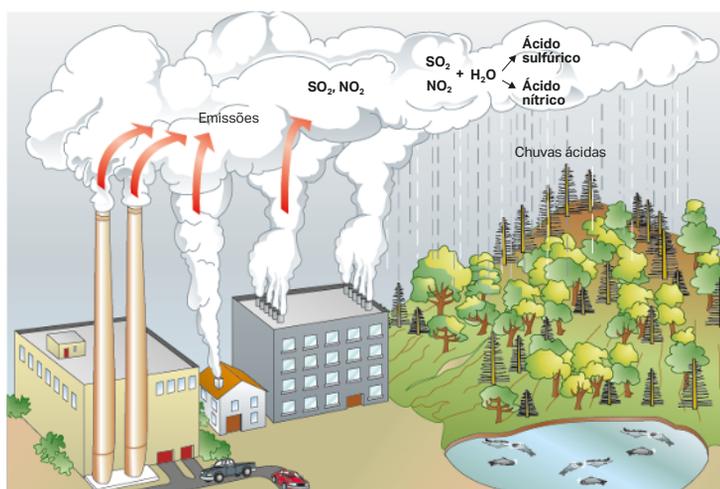
Reação do $\text{SO}_2$ e $\text{SO}_3$ com a água da chuva	Reação do $\text{NO}_2$ com a água da chuva
$\text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$ <p style="text-align: center;">Ácido sulfuroso</p>	$2 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{HNO}_3(\text{aq})$ <p style="text-align: center;">Ácido nitroso      Ácido nítrico</p>
$\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HSO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	$\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
$\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ <p style="text-align: center;">Ácido sulfúrico</p>	$\text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ <p style="text-align: center;">Ácido nitroso</p>
$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	

Tabela 3 Reações de formação de ácidos na atmosfera.

As consequências da chuva ácida são:

- o aumento da acidez do solo, que danifica as raízes das plantas, comprometendo o seu crescimento e as torna mais fracas;
- a degradação de monumentos e estruturas construídas em calcário e mármore;
- a corrosão de metais e tintas;
- a diminuição do pH das águas dos oceanos, o que prejudica gravemente os recifes de coral, as algas e as conchas, devido à dissolução do carbonato de cálcio.

Com o objetivo de minimizar as consequências e o impacto da chuva ácida, houve necessidade de adoção de medidas a nível mundial, que implicaram limitações severas nas emissões de gases poluentes por parte da indústria e dos transportes, consagrados em acordos internacionais, nomeadamente o Acordo de Paris (2016).



**Fig. 32** Emissão de gases poluentes que contribuem para a chuva ácida.

## Atividade prática 4: Uma investigação com a escala de pH

### Descrição da experiência

Para estimar o pH, devem dissolver-se os materiais sólidos, diluir os materiais líquidos numa pequena quantidade de água destilada e adicionar à solução obtida umas gotas de solução de indicador universal. A cor produzida é comparada com a tabela de cores fornecida com o indicador universal.

### Material

- Tubos de ensaio
- Espátula
- Conta-gotas e varetas de vidro
- Solução de indicador universal
- Água destilada
- Amostras de diversos materiais, como, por exemplo, água gaseificada, vinagre, água de cal, sumo de limão, sal, pasta dos dentes, detergente em pó, açúcar e sabão

### Procedimento

- 1 Colocar uma porção equivalente a uma espátula, se o material for sólido, ou algumas gotas, se o material for líquido, num tubo de ensaio.
- 2 Adicionar a cada tubo de ensaio, até à metade, água destilada. Agitar com ajuda de uma vareta de vidro. Se o sólido não dissolver completamente, deixar assentar.
- 3 Adicionar ao conteúdo de cada tubo de ensaio umas gotas de solução de indicador universal.
- 4 Registrar as cores obtidas.

### Análise

- Preenche a tabela.

Solução	Cor da solução com indicador universal	pH
Água gaseificada		
Vinagre		
...		

### Conclusão

- Quais são as substâncias ácidas?
- Quais são as substâncias básicas?
- Quais são as substâncias neutras?

## Atividade prática 5: Reação ácido-base

### Descrição da experiência

Formação de um sal e água numa reação entre um ácido e uma base.

### Material

- Pipeta
- Bureta
- Balão de Erlenmeyer

- Papel indicador universal ou medidor eletrónico de pH
- Solução aquosa de ácido clorídrico,  $\text{HCl}$  0,10 mol/L
- Solução aquosa de hidróxido de sódio,  $\text{NaOH}$  0,10 mol/L

### Procedimento

- 1 Medir com a pipeta 20,00 mL da solução aquosa de ácido clorídrico 0,10 mol/L para o balão de Erlenmeyer.
- 2 Adicionar 3 gotas de solução alcoólica de fenolftaleína ao balão de Erlenmeyer.
- 3 Determinar o valor de pH do ácido clorídrico diluído usando o papel indicador universal ou o medidor eletrónico de pH.
- 4 Encher a bureta com a solução aquosa de hidróxido de sódio 0,10 mol/L.
- 5 Registrar o valor do volume inicial de  $\text{NaOH}$  contido na bureta.
- 6 Adicionar, gota a gota, a solução de hidróxido de sódio contida na bureta à solução contida no balão de Erlenmeyer. Agitar de cada vez que se adiciona uma gota.
- 7 Medir, após cada gota, o valor do pH da solução.
- 8 Terminar quando mudar de cor para cor-de-rosa rosa-carmim.

### Análise

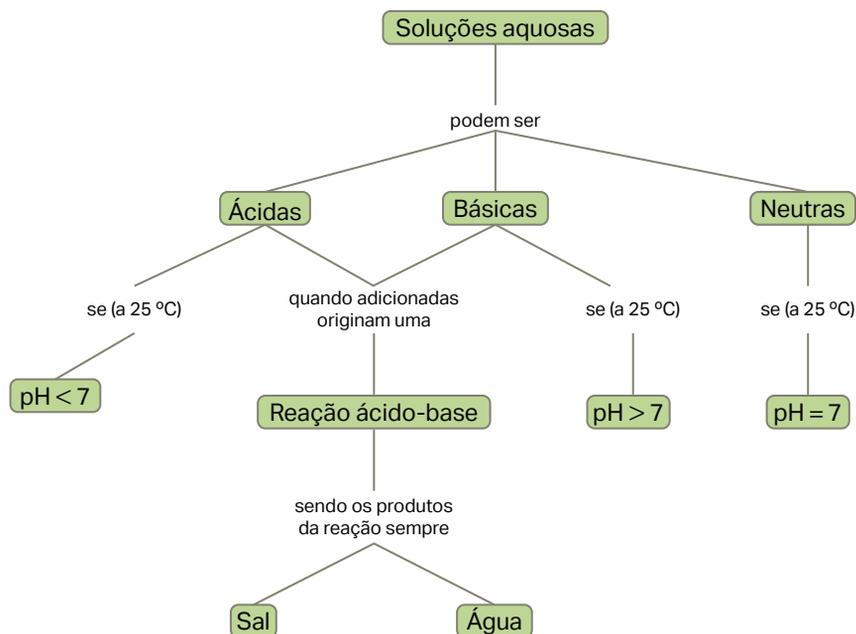
- Regista os resultados numa tabela idêntica à seguinte.

Volume de $\text{NaOH}$	pH da solução do balão de Erlenmeyer
...	

### Conclusão

- Faz um gráfico da variação do pH em função do volume de  $\text{NaOH}$  adicionado e tira conclusões sobre a forma como o pH varia.
- Como se designa esta reação química? Justifica a tua resposta.
- Escreve a equação química da reação ácido-base.

## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- O **ácido de Arrhenius** é a substância que **origina íões hidrogénio**,  $H^+$ , quando é dissolvida em água.
- A **base de Arrhenius** é a substância que **origina íões hidróxido**,  $OH^-$ , quando é dissolvida em água.
- O **tornesol** é um bom indicador de **soluções ácidas**, pois a sua cor, em meio ácido, muda para **vermelho**.
- A **fenolftaleína** é um bom indicador de **soluções básicas**, pois a sua cor, em meio básico, muda para **carmim**.
- O **indicador universal** é um indicador que permite identificar o carácter ácido ou básico de uma solução, bem como conhecer, com alguma aproximação, o valor de pH da solução.
- A 25 °C, **soluções com pH < 7** são ácidas, **pH = 7** são neutras, **pH > 7** são **básicas ou alcalinas**.
- Uma **reação ácido-base**, em solução aquosa, é aquela que ocorre entre um ácido e uma base, em que os **produtos da reação** são sempre **sal** e **água**.
- As **chuvas ácidas** têm como consequência o aumento da acidez do solo, a destruição de monumentos de calcário, a corrosão de metais e a diminuição do pH das águas dos oceanos.

## Exercícios de aplicação

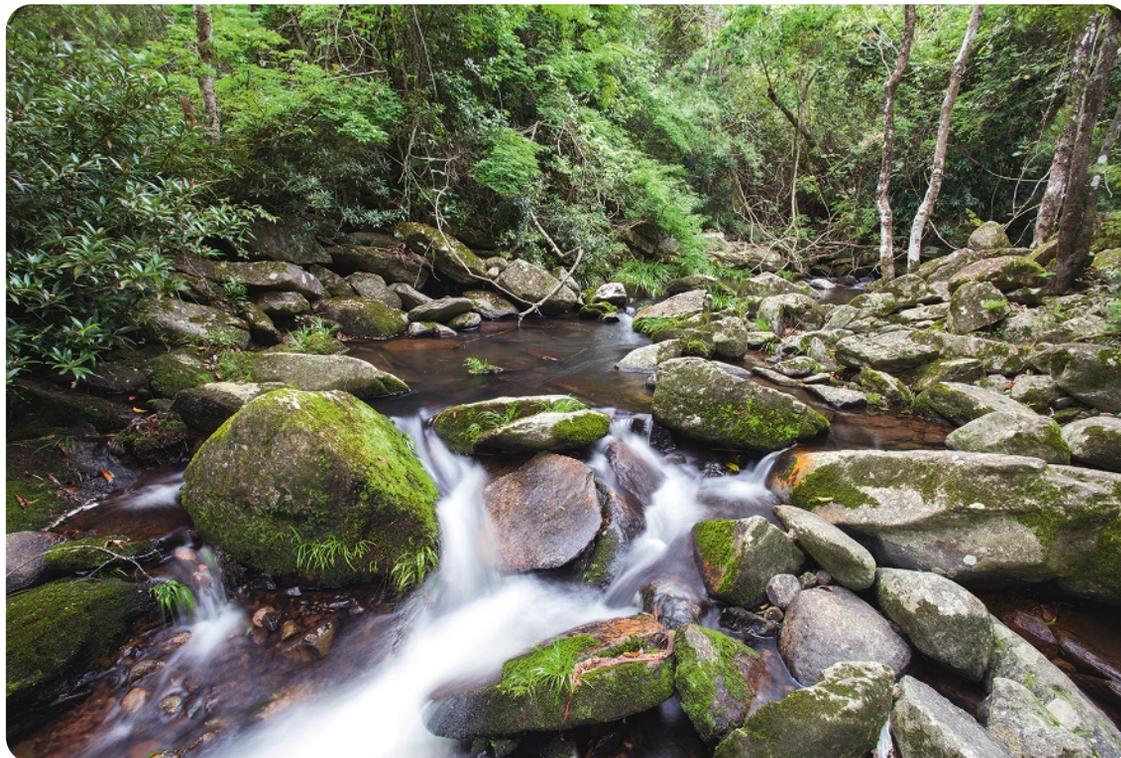
- 1** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:
- (A) O sabor azedo de certos frutos, como a laranja e o limão, deve-se aos ácidos que contêm.
  - (B) As soluções neutras são soluções que se comportam como a água da torneira.
  - (C) Em meio básico, a cor do tornesol (azul-arroxeadado) muda para vermelho.
  - (D) O indicador universal adquire cores diferentes em soluções com graus de acidez e de basicidade diferentes.
- 2** Seleciona o termo que torna cada uma das frases correta.
- (A) O tornesol é um bom indicador de soluções **ácidas/básicas**.
  - (B) O tornesol apresenta-se **vermelha/azul-arroxeadada** em meio ácido.
  - (C) A fenolftaleína apresenta-se **incolor/carmim** em meio básico.
  - (D) A fenolftaleína apresenta-se **incolor/carmim** em meio ácido.
- 3** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:
- (A) Quanto mais ácida é uma solução, mais elevado é o valor do seu pH.
  - (B) Quanto menos básica é uma solução, mais baixo é o valor do seu pH.
  - (C) Uma solução com  $\text{pH} = 5$  é menos ácida do que uma solução com  $\text{pH} = 6$ .
  - (D) Uma solução com  $\text{pH} = 11$  é menos básica do que uma solução com  $\text{pH} = 13$ .
- 4** Considera as seguintes substâncias:
- (A) Ácido nítrico
  - (B) Hidróxido de sódio
  - (C) Hidróxido de potássio
  - (D) Ácido clorídrico
- 4.1.** Qual ou quais destas substâncias poderias utilizar para diminuir o carácter ácido de uma solução aquosa?
- 4.2.** Quando o ácido nítrico reage com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, o sal que se forma é o nitrato de sódio. Escreve a equação que traduz a reação química.
- 4.3.** Quando o ácido clorídrico reage com uma solução aquosa de hidróxido de potássio, forma-se um sal e água. Escreve a equação química que traduz a reação que ocorre e identifica o sal.

### 3.3. Reações de precipitação

A água é um bom **solvente** de muitas substâncias, nomeadamente de **sais**, substâncias muito comuns na Natureza (figura 33).

Manual Digital

Vídeo  
Reações de precipitação



**Fig. 33** A água dissolve alguns sais constituintes dos solos que atravessa no seu percurso.

Os sais são substâncias iónicas que se encontram no estado sólido à temperatura ambiente. Uns dissolvem-se bem em água – **sais solúveis em água** –, mas outros são praticamente insolúveis – dizem-se, por isso, **sais muito pouco solúveis em água**. Por exemplo, enquanto o **cloreto de sódio** é um **sal muito solúvel em água**, o **carbonato de cálcio**, que constitui o calcário, é um **sal muito pouco solúvel em água**.

Na figura 34, podes ver alguns exemplos de sais.



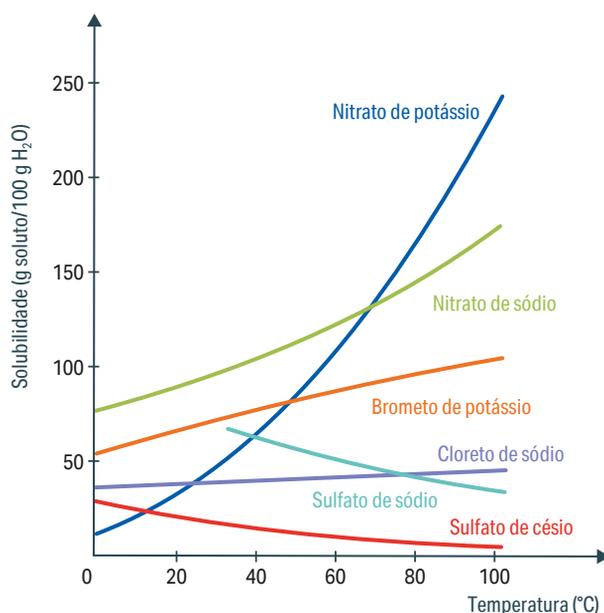
**Fig. 34** Alguns sais.

Dizer que um sal é solúvel em água não significa que se possa dissolver qualquer quantidade desse sal numa dada quantidade de água. Na verdade, há um limite para a quantidade de sal que se dissolve num solvente, a uma dada temperatura.

Por exemplo, quando se adiciona um pouco de cloreto de sódio a um gobelé com água, mexendo com uma vareta, verifica-se que, passado pouco tempo, o sal se dissolve na totalidade. O **cloreto de sódio é muito solúvel** em água. No entanto, se continuarmos a adicionar o cloreto de sódio e a agitar, chega-se um ponto em que já não é possível dissolver mais sal. Diz-se que a **solução está saturada**.

No caso do cloreto de sódio, a máxima massa de soluto (g) que é possível dissolver em 100 g de água, à temperatura de 25 °C, é, aproximadamente, 36 g. Tal significa que a **solubilidade do cloreto de sódio em água**, à temperatura de 25 °C, é cerca de **36 g em cada 100 g de água**.

Em geral, a **solubilidade** dos sais em água **umenta** quando **umenta a temperatura**. O gráfico da figura 35 mostra como varia a solubilidade de alguns sais em água, à medida que a temperatura aumenta. Repara que o sulfato de sódio se dissolve melhor a temperaturas mais baixas, a partir de uma certa temperatura.



**Fig. 35** Gráfico da variação da solubilidade de alguns sais em água com a temperatura.

A água pode ser considerada um **bom solvente**, dado que, devido à sua natureza, dissolve um elevado número de substâncias.

Nota que quase todos os sais de sódio e de potássio se dissolvem bem em água. O mesmo se verifica com os nitratos e alguns sulfatos.

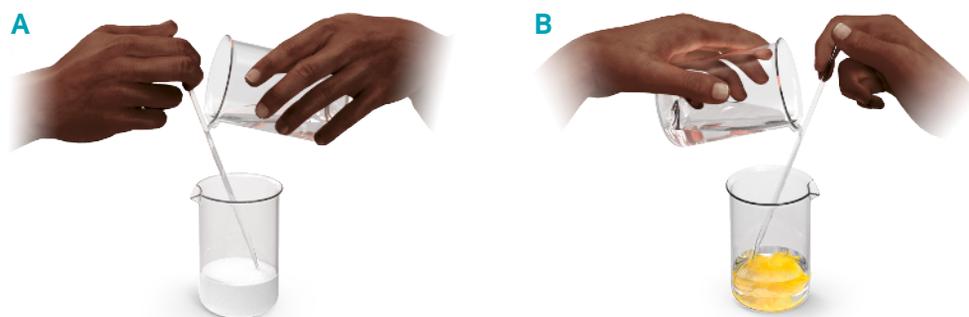
Na tabela 4 encontram-se alguns exemplos de sais solúveis e pouco solúveis.

Sais	Solubilidade	Exceção
Cloretos	Solúveis	O cloreto de prata e o cloreto de chumbo são insolúveis.
Sulfatos	Solúveis	O sulfato de chumbo, o sulfato de bário e o sulfato de cálcio são insolúveis.
Nitratos	Solúveis	—
Iodetos	Solúveis	O iodeto de chumbo e o iodeto de prata são insolúveis.
Carbonatos	Pouco solúveis	O carbonato de sódio e o carbonato de potássio são muito solúveis.
Fosfatos	Pouco solúveis	O fosfato de sódio e o fosfato de potássio são muito solúveis.

**Tabela 4** Solubilidade de alguns sais.

Quando se misturam duas soluções de sais muito solúveis em água, pode ocorrer uma reação química em que um dos produtos que se forma é um **sal muito pouco solúvel em água**. Este sal, como é muito pouco solúvel, vai-se depositando com o passar do tempo, isto é, precipita-se. Designa-se por **precipitado**.

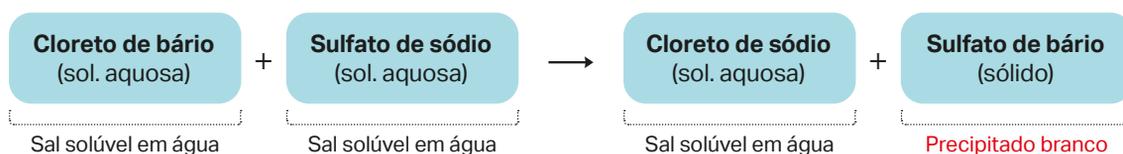
As reações em que se formam precipitados chamam-se de **reações de precipitação**. Nas figuras podes ver dois exemplos de reações de precipitação.



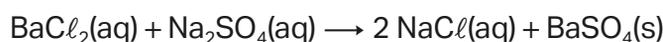
**Fig. 36** Reação de precipitação (A) do sulfato de bário e (B) do iodeto de chumbo.

A reação de precipitação do sulfato de bário (figura 36A) ocorre quando se juntam, por exemplo, soluções aquosas de cloreto de bário (solução incolor) e de sulfato de sódio (solução incolor). Nesta reação formam-se dois sais: **cloreto de sódio**, que é um sal muito solúvel em água, e **sulfato de bário**, que é um sal muito pouco solúvel em água e que precipita (sólido branco).

A equação de palavras que traduz a reação de precipitação é a seguinte:

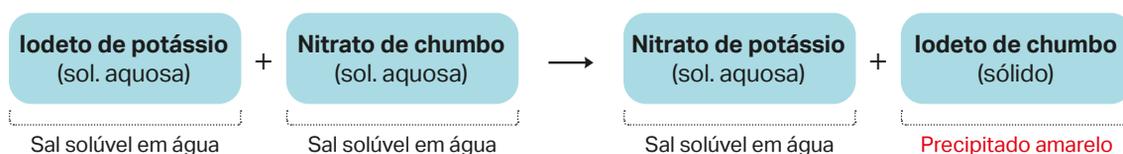


A equação química que traduz a reação de precipitação é:

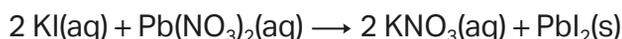


A reação de precipitação do iodeto de chumbo (figura 36B) ocorre quando se juntam, por exemplo, soluções aquosas de iodeto de potássio (solução incolor) e nitrato de chumbo (solução incolor). Nesta reação formam-se dois sais: nitrato de potássio, que é um sal solúvel em água, e **iodeto de chumbo**, que é um sal muito pouco solúvel em água e que precipita (sólido amarelo).

A equação de palavras que traduz a reação de precipitação é a seguinte:



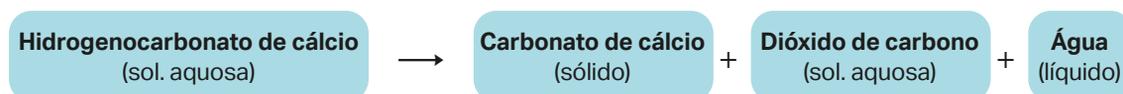
A equação química que traduz a reação de precipitação é:



### Reações de precipitação no meio ambiente

Com o decorrer do tempo, a água que corre nas grutas calcárias vai ficando saturada em hidrogenocarbonato de cálcio. Com o aumento de temperatura e a diminuição da pressão no interior da gruta, o **hidrogenocarbonato de cálcio** dá origem a **carbonato de cálcio**, **dióxido de carbono** e **água**.

A equação de palavras que traduz a reação é a seguinte:



A equação química que traduz a reação é:



O **carbonato de cálcio** (sal muito pouco solúvel em água) que se forma precipita e origina as:

- **estalactites**, “colunas” que pendem do teto da gruta;
- **estalagmites**, “colunas” que se elevam a partir do solo.



**Fig. 37** Estalagmites e estalactites.

A **formação de conchas e corais** também se deve a **reações de precipitação de carbonato de cálcio** que ocorrem nos seres vivos.

As **conchas** dos moluscos crescem à medida que eles se desenvolvem. São constituídas, entre outros componentes, por **carbonato de cálcio** segregado por uma camada de tecido vivo do molusco (figura 38).

Os **corais** são também seres vivos que vivem em colônias. Formam os seus esqueletos a partir de **carbonato de cálcio** que segregam.

À medida que vão morrendo, outros vão-se depositando por cima, constituindo-se, deste modo, **recifes** de inúmeros esqueletos calcários (de carbonato de cálcio) de corais, fortemente unidos (figura 39) e de grandes dimensões.



**Fig. 38** As conchas têm na sua constituição carbonato de cálcio.



**Fig. 39** Recifes de corais.

## Atividade prática 6: Precipitados coloridos

### Descrição da experiência

Obtenção de precipitados com cores diferentes através da mistura de diferentes sais com água. As soluções aquosas desses sais devem ser manuseadas com luvas de proteção.

### Material

- Tubos de ensaio
- Suporte de tubos de ensaio
- Solução aquosa de cloreto de bário
- Solução aquosa de sulfato de sódio
- Solução aquosa de nitrato de prata
- Solução aquosa de cromato de potássio
- Solução aquosa de carbonato de sódio
- Solução aquosa de sulfato de cobre(II)

### Procedimento

- 1 Adicionar num tubo de ensaio as soluções aquosas de cloreto de bário e de sulfato de sódio.
- 2 Adicionar num tubo de ensaio as soluções aquosas de nitrato de prata e cromato de potássio.
- 3 Adicionar num tubo de ensaio as soluções aquosas de carbonato de sódio e sulfato de cobre(II).

### Análise

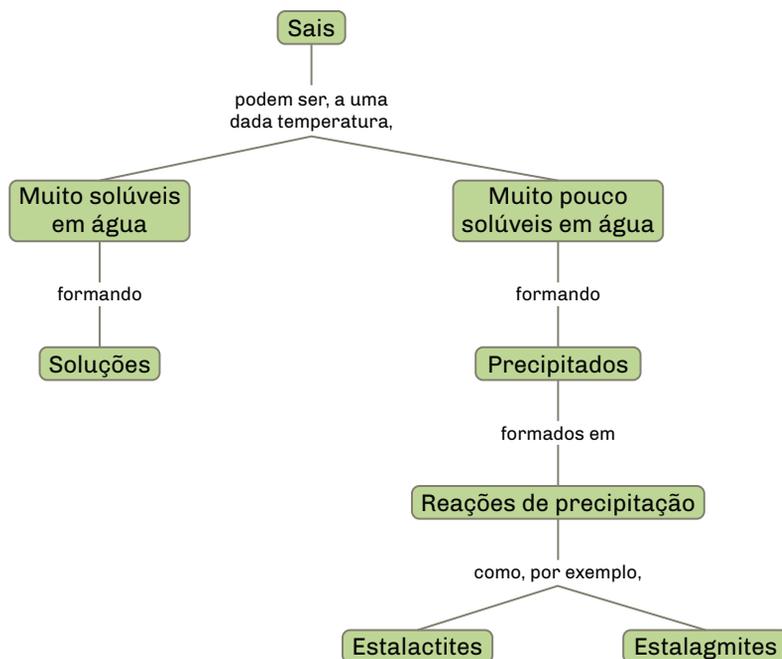
- Regista os resultados na tabela.

Experiência	Nomes dos reagentes	Cor do precipitado
A		
B		
C		

### Conclusão

- Identifica os precipitados que se formaram.
- Escreve as equações químicas de cada uma das reações que ocorreram.

## Mapa de conceitos



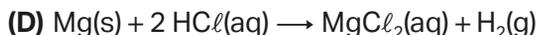
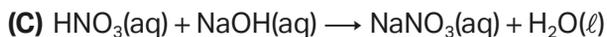
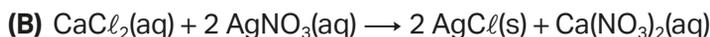
## Síntese de conteúdos

- A água é um bom **solvente** de muitas substâncias, nomeadamente de **sais**.
- Há **sais muito solúveis** em água, enquanto outros são **muito pouco solúveis**.
- Uma **solução saturada**, a uma dada temperatura, é uma solução em que já não é possível dissolver mais soluto.
- A **solubilidade de um sal em água** é a massa máxima de soluto que se consegue dissolver em 100 g de água, a uma dada temperatura.
- Uma **reação de precipitação** é uma reação em que ocorre a formação de um sal muito pouco solúvel em água, designado por **precipitado**.
- As **grutas calcárias** são grutas subterrâneas onde se formam **estalactites e estalagmites**, devido a **reações de precipitação de carbonato de cálcio**.
- A **formação de conchas e corais** também são **reações de precipitação de carbonato de cálcio** que ocorrem em alguns seres vivos.

## Exercícios de aplicação

- 1** Classifica em verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:
- (A) O cloreto de sódio e o carbonato de cálcio são sais muito solúveis em água.
- (B) Os sais solúveis em água nunca originam soluções saturadas.
- (C) Nas reações de precipitação, um dos produtos da reação é um sal muito pouco solúvel.
- (D) Em geral, a solubilidade dos sais em água aumenta quando a temperatura aumenta.
- 2** Quando se juntam soluções aquosas de cloreto de potássio e de nitrato de prata, formam-se nitrato de potássio (sal solúvel em água) e cloreto de prata (sal muito pouco solúvel em água).
- 2.1.** Justifica a seguinte afirmação:  
*A reação que ocorre entre as soluções aquosas é uma reação de precipitação.*
- 2.2.** O que acontece ao sal muito pouco solúvel que se forma?
- 2.3.** Completa a equação química que traduz a reação que ocorre.  
 $\text{KCl}(\text{aq}) + \dots\dots(1)\dots\dots(\text{aq}) \rightarrow \text{KNO}_3(\text{aq}) + \dots\dots(2)\dots\dots(\text{s})$
- 3** A máxima massa de cloreto de sódio que é possível dissolver em 100 g de água, à temperatura de 25 °C, é 36 g.
- 3.1.** Indica a afirmação verdadeira.
- (A) A solubilidade do cloreto de sódio em água, a 25 °C, é 72 g em 200 g de água.
- (B) É possível dissolver 36 g de sal em 200 g de água, a 25 °C.
- (C) É possível dissolver 20 g de sal em 50 g de água, a 25 °C.
- (D) A solubilidade do cloreto de sódio em água, a 20 °C, é 36 g.
- 3.2.** Qual é a quantidade de cloreto de sódio que é possível dissolver em 20 g de água, de forma que a solução fique saturada?
- 4** Dissolveu-se 275 g de nitrato de potássio,  $\text{KNO}_3$ , em 250 g de água. Determina a solubilidade.

**5** Considera as reações químicas traduzidas pelas seguintes equações químicas:



**5.1.** Indica a equação química que traduz uma reação de precipitação.

**5.2.** Qual dos sais a seguir indicados é o menos solúvel em água?

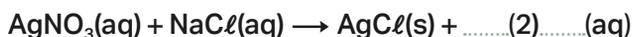
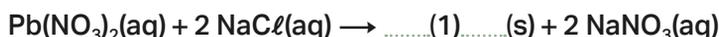
(A) Nitrato de prata

(B) Cloreto de prata

(C) Cloreto de cálcio

(D) Nitrato de sódio

**6** As equações químicas seguintes, que estão incompletas, referem-se a reações de precipitação.



**6.1.** Completa as equações com as fórmulas químicas em falta.

**6.2.** Escreve o nome dos sais que precipitam.

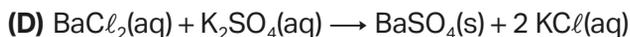
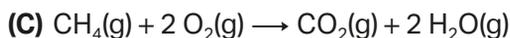
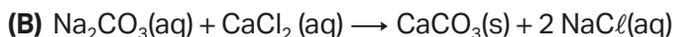
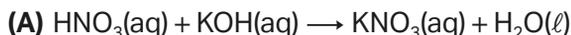
**7** Em certas zonas calcárias, como o centro de Portugal, encontram-se grutas subterrâneas onde se formam estalactites e estalagmites.

**7.1.** Que tipo de reações químicas ocorre nas grutas calcárias para que se formem estalactites e estalagmites?

**7.2.** Quando é que ocorre uma reação de precipitação?

**7.3.** Qual é o sal que dá origem às estalactites e estalagmites?

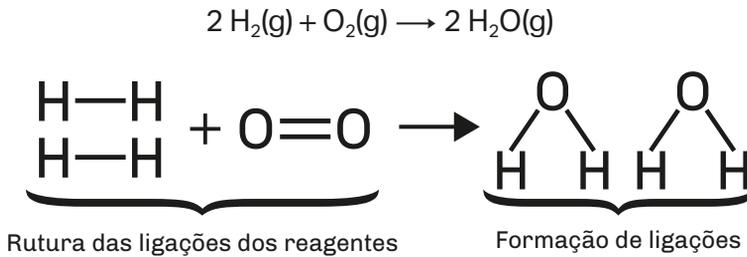
**8** Quais das seguintes equações químicas traduzem reações de precipitação?



## 4. Energia das reações químicas

Uma **reação química** é uma transformação química que leva à formação de novas substâncias. Durante uma reação química, ocorre a rutura de ligações químicas nos reagentes e formam-se novas ligações químicas nos produtos de reação.

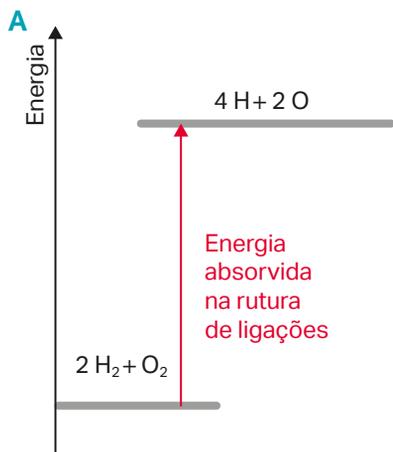
Por exemplo, na combustão do hidrogénio, verifica-se que é necessário que os átomos que constituem as moléculas dos reagentes se separem para que se possam juntar posteriormente e formar moléculas de água.



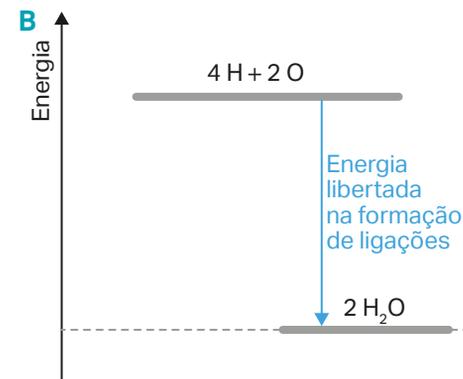
**Fig. 40** Rutura de ligações nos reagentes e formação de novas ligações nos produtos de reação.

Assim, uma **reação química** é o resultado de um processo de **rutura** de ligações químicas nos **reagentes** e **formação** de ligações químicas nos **produtos** de reação.

A **rutura das ligações** químicas nos reagentes envolve absorção de energia – **processo endoenergético**.



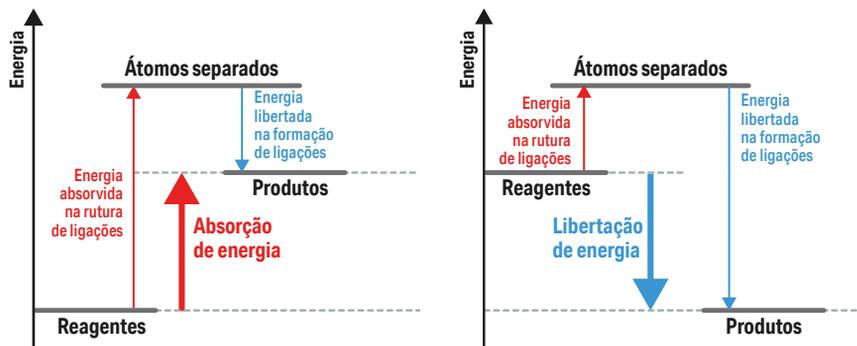
A **formação de ligações** químicas nos produtos envolve a libertação de energia – **processo exoenergético**.



**Fig. 41** Esboço de diagrama de energia associado à rutura de ligações (**A**) e à formação de ligações nos produtos de reação (**B**), na combustão do hidrogénio.

Na generalidade das reações químicas, a energia envolvida na rutura das ligações nos reagentes e na formação das ligações nos produtos de reação é diferente. Deste modo, do **balanço energético** de uma **reação química** resulta, normalmente, **absorção ou libertação de energia**.

Qualquer **reação química** em que no balanço energético há absorção de energia é classificada de **reação química endoenergética** e qualquer **reação química** em que no balanço energético há liberação de energia é classificada de **reação química exoenergética** (figura 42).



A **energia envolvida na rutura** das ligações químicas dos reagentes é superior, em valor absoluto, à **energia libertada na formação** das ligações químicas dos produtos de reação.

A **energia libertada na formação** das ligações químicas dos produtos de reação é superior, em valor absoluto, à **energia envolvida na rutura** das ligações químicas dos reagentes.

**Fig. 42** Diagramas de balanço energético para as reações endotérmicas (A) e exotérmica (B).

A digestão dos alimentos é um processo em que uma série de reações químicas vão transformar as substâncias em novas substâncias, quebrando as ligações químicas entre elas, para que possam ser absorvidas pelas células do organismo. Quando absorvidas, essas substâncias passam por uma série de reações bioquímicas que libertam energia utilizada para as funções do organismo.

Essas reações bioquímicas são, de fato, reações de combustão que ocorrem a nível celular. A energia libertada pelas reações de combustão é armazenada na forma de ATP (adenosina trifosfato,  $C_{10}H_{16}N_5O_{13}P_3$ ), que é uma molécula usada pelas células para obterem energia.

## Importância da combustão

As reações de combustão são bastante comuns no nosso dia a dia. Muitas combustões são utilizadas diariamente para se obter energia.

Nas nossas casas, queima-se gás butano no bico do fogão para cozinhar os alimentos. Os automóveis queimam gasolina ou gasóleo para se movimentar. Em diversas unidades industriais, usa-se o carvão, o fuelóleo ou a nafta para aquecer vários materiais. Por exemplo, nas centrais termoelétricas, o vapor que aciona as pás das turbinas é obtido por aquecimento da água, que é realizado por meio de uma combustão. A combustão da biomassa é utilizada para o aquecimento e para cozinhar os alimentos.



**Fig. 43** Exemplos de combustões que ocorrem diariamente.

e Manual Digital

Vídeo  
Reações  
fotoquímicas



Todos estes combustíveis contêm carbono e hidrogénio na sua constituição. Assim, os principais produtos das suas reações de combustão são o dióxido de carbono ou o monóxido de carbono e água.

Devemos ter cuidado com as reações de combustão, uma vez que há situações em que elas podem ser destrutivas, como, por exemplo, incêndios, explosões, etc. Nesses casos, elas devem ser evitadas ou controladas.

## Reações fotoquímicas

As reações fotoquímicas são transformações químicas desencadeadas pela luz.



- A** – Reação de fotossíntese que ocorre nas plantas verdes
- B** – Bronzeamento da pele
- C** – Interação entre a luz e a película fotográfica
- D** – Perda da cor dos tecidos quando expostos à luz solar
- E** – *Smog* fotoquímico formado pelas reações dos gases de escape dos automóveis na presença da luz solar

**Fig. 44** Exemplos de fenômenos fotoquímicos do dia a dia.

A fotossíntese é a síntese de glicose,  $C_6H_{12}O_6$ , a partir da água e do dióxido de carbono.

O que caracteriza uma reação de fotossíntese é a absorção de luz, e é através dela que ocorre a produção de alimentos nos vegetais. Sendo assim, ela é indispensável para a vida das plantas e dos animais, incluindo o ser humano. As folhas das plantas possuem células fotossintetizadoras, que são sensíveis à luz e possuem uma substância denominada clorofila.



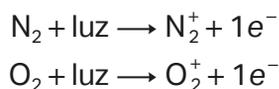
**Fig. 45** A fotossíntese é um exemplo de uma reação fotoquímica.

A reação química que ocorre na fotossíntese pode ser esquematizada da seguinte forma:



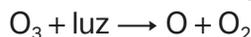
A atmosfera terrestre é composta por quatro camadas: troposfera, estratosfera, mesosfera e termosfera.

A termosfera, a camada mais externa da atmosfera, é atingida por todo o espectro de radiação solar que chega à Terra. Existindo radiações muito energéticas nesta camada, a interação da radiação com a matéria desencadeia **reações de fotoionização** das moléculas de nitrogénio,  $\text{N}_2$ , e oxigénio,  $\text{O}_2$ .



A **fotoionização** consiste na ionização de espécies químicas por ação da luz, que perdem eletrões, originando iões.

Mais abaixo, na estratosfera, existe outro tipo de molécula, constituída pelo elemento oxigénio, que apresenta um papel relevante no controlo da radiação que atinge a superfície da Terra. Trata-se da molécula de ozono,  $\text{O}_3$ , que, sujeita à radiação, sofre **fotodissociação**.



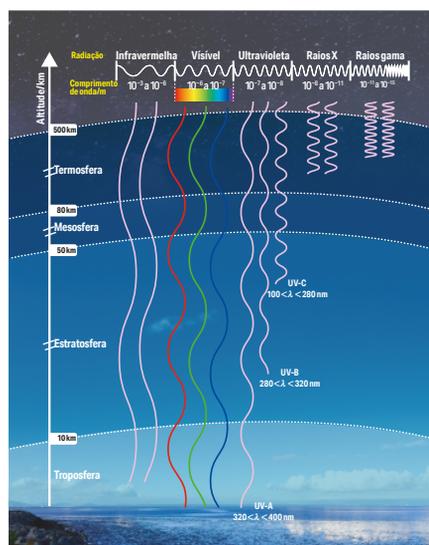
A **fotodissociação** consiste na rutura de ligações químicas por ação da luz.

A **atmosfera terrestre funciona**, essencialmente, **como um filtro da radiação solar, deixando-se atravessar pelas radiações de energia mais baixa** (parte das ondas de rádio e micro-ondas, radiação visível e UV-A, e pequena parte da radiação UV-B) **e absorvendo as de energia mais elevada** (grande parte das radiações UV-B, radiações UV-C, raios X e raios gama), **que ficam retidas nas camadas superiores da atmosfera**. Estas radiações de energia mais elevada são prejudiciais, nomeadamente, à vida humana.

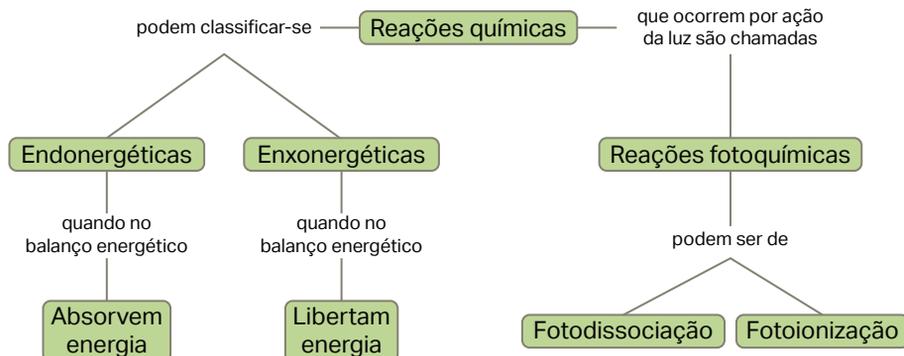
**Fig. 47** Atmosfera como um filtro das radiações solares.



**Fig. 46** Estrutura vertical da atmosfera.



## Mapa de conceitos



## Síntese de conteúdos

- Uma **reação química** é o resultado de um processo de **ruptura de ligações** químicas nos **reagentes** e **formação de ligações** químicas nos **produtos de reação**.
- Do **balanço energético** de uma reação química resulta, normalmente, **absorção ou libertação de energia**.
- Qualquer reação química em que o balanço energético corresponde à **absorção de energia** é classificada de reação **endoenergética**.
- Qualquer reação química em que o balanço energético corresponde à **libertação de energia** é classificada de reação **exoenergética**.
- As **reações de combustão** são bastante comuns no nosso dia a dia. Muitas combustões são utilizadas diariamente para se obter energia.
- As **reações fotoquímicas** são transformações químicas desencadeadas pela luz.
- Dependendo da energia da radiação envolvida, as **reações fotoquímicas** podem estar associadas a fenómenos de **fotodissociação** ou de **fotoionização**.
- A **fotodissociação** consiste na **ruptura de ligações químicas por ação da luz** e a **fotoionização** consiste na **ionização de espécies químicas por ação da luz**.
- O **ozono estratosférico** constitui a camada de ozono que **atua como filtro gasoso**, permitindo a passagem das radiações solares menos energéticas, mas absorvendo as radiações UV-B e UV-C, prejudiciais, nomeadamente, à vida humana.

## Exercícios de aplicação

- 1** A dissociação de uma molécula de oxigénio é uma transformação...
- (A) ... endoenergética, pois envolve rutura de ligações químicas.  
 (B) ... endoenergética, pois envolve formação de ligações químicas.  
 (C) ... exoenergética, pois envolve rutura de ligações químicas.  
 (D) ... exoenergética, pois envolve formação de ligações químicas.
- 2** No fogão da cozinha, a combustão do gás natural, essencialmente constituído por metano,  $\text{CH}_4$ , é usada para ferver a água, contida numa panela.
- 2.1.** Sabendo que a combustão do metano produz vapor de água e dióxido de carbono, escreve a equação química devidamente acertada que traduz esta combustão.
- 2.2.** Recordando as reações de oxidação-redução, ácido-base e de precipitação, como classificas esta reação?
- 2.3.** Relativamente ao processo de combustão do gás natural e da água a ferver, podes afirmar que se trata de transformações...
- (A) ... endoenergéticas.  
 (B) ... exoenergéticas.  
 (C) ... endoenergética e exoenergética, respetivamente.  
 (D) ... exoenergética e endoenergética, respetivamente.
- 3** A dissolução de um sal em água pode ocorrer com libertação de energia, absorção de energia ou sem efeito térmico. Os sacos de frio instantâneo usados pelos desportistas baseiam-se nesse fenómeno. Ativam-se rebentando a bolsa de água que se encontra no seu interior, que irá dissolver o sal fazendo baixar a temperatura do saco até cerca de  $-10\text{ }^\circ\text{C}$ . Com base na informação, classifica, em termos energéticos, o processo de dissolução do sal num saco de frio instantâneo.
- 4** A equação química que traduz a decomposição do cloreto de hidrogénio pode ser escrita da seguinte forma:
- $$2 \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$$
- Como nesta reação se quebram duas ligações nos reagentes (H-Cl) e se formam duas novas ligações nos produtos (H-H e Cl-Cl), é uma reação atérmica.*
- Comenta a afirmação.

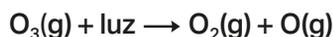
**5** A fotossíntese realizada pelas plantas ou a impressão de uma película fotográfica são exemplos de transformações químicas desencadeadas pela luz. Como se designam essas transformações.

**6** O nitrogénio molecular,  $N_2$ , é a substância mais abundante na atmosfera terrestre. Embora se trate de uma molécula com elevada energia de dissociação, devido à ligação covalente tripla que se estabelece entre os átomos de nitrogénio, pode sofrer transformações por ação da radiação proveniente do Sol.

**6.1.** Como se designa o processo do qual resulta a rutura de uma ligação química por absorção de energia de radiação?

**6.2.** Escreve as equações químicas que traduzem a fotodissociação e a fotoionização da molécula de nitrogénio.

**7** O ozono existente na estratosfera pode reagir com a luz proveniente do Sol, conseguindo decompor a molécula da seguinte forma:



Classifica esta reação fotoquímica.

**8** Nas altas camadas da atmosfera terrestre, os elevados níveis de iões e de eletrões livres existentes resultam da interação de átomos e moléculas com os raios X e os raios  $\gamma$ , e com as radiações ultravioleta mais energéticas, UV-C. Na termosfera é possível encontrar iões como  $N_2^+$  e  $O_2^+$ .

**8.1.** Representa as equações químicas que traduzem a ionização das espécies indicadas.

**8.2.** Nas camadas intermédias da atmosfera, como a estratosfera, as radiações de menor energia desencadeiam apenas outro tipo de reações fotoquímicas, capazes de originar outras espécies químicas.

**8.2.1.** Refere o nome da reação fotoquímica responsável pela formação das espécies químicas em causa.

**8.2.2.** Seleciona a opção que completa corretamente a seguinte frase:

A camada de ozono atua como filtro das radiações ultravioleta...

(A) ... mais energéticas, UV-A e UV-B.

(B) ... mais perigosas, UV-A.

(C) ... UV-B e UV-C, que chegam à estratosfera.

(D) ... mais energéticas, UV-C.

# Soluções

## TEMA 3

### página 174

1.1. A concentração da solução de sulfato de cobre(II) e o estado de divisão do ferro, entre outros.

1.2. (B)

2.1. Dióxido de carbono.

2.2.1.  $20 \text{ cm}^3$

2.2.2.  $10 \text{ cm}^3$

2.3. (C)

3.1. Catalisador.

3.2. (A)

3.3.  $v_{\text{reação}} = 9,3 \text{ cm}^3/\text{s}$

4. (A) V; (B) V; (C) F; (D) F.

### página 179

1.1.  $M(\text{Ag}) = 107,90 \text{ g/mol}$

1.2.  $n = 0,250 \text{ mol}$  de átomos de Ag

2.1.  $M(\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2) = 151,18 \text{ g/mol}$

2.2.  $n = 3,31 \times 10^{-3} \text{ mol}$  de moléculas de  $\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2$

2.3. É o comprimido de 750 mg.

3. O significado físico do declive das retas é a massa molar. Pela análise do gráfico, verifica-se que o declive da reta A é maior do que o declive da reta B. A sacarose,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , tem maior massa molar do que a glicose,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . Conclui-se, assim, que o gráfico A é a sacarose.

4.  $m = 91,15 \text{ g}$

5.  $m = 126,81 \text{ g}$

### página 185

1.1.  $c_m = 17,4 \text{ g/dm}^3$

1.2.  $c = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/dm}^3$

2.  $m = 6,0 \text{ g}$

3.1.  $n = 0,50 \text{ mol}$

3.2. (B)

4.  $m = 17,5 \text{ g}$

5.  $c = 1,64 \times 10^{-1} \text{ mol/dm}^3$

6.1.  $c = 0,80 \text{ mol/dm}^3$

6.2.  $c_m = 84,8 \text{ g/dm}^3$

7.  $V = 400 \text{ mL}$

8.1.  $c_m = 48,0 \text{ g/dm}^3$

8.2. (D)

9. O valor escrito no rótulo significa que em cada 100 g de solução, existe 30 g de cloreto de sódio.

10.1. Significa que, em cada 100 mL de solução, existe 96 mL de álcool etílico.

10.2.  $V = 72 \text{ mL}$

11.1. O valor 65% ( $m/m$ ), de lípidos significa que, em cada 100 g de margarina (solução), existem 65 g de lípidos dissolvidos.

11.2.  $m = 17,5 \text{ g}$

11.3. O produto mais indicado para pessoas cuja dieta alimentar recomenda baixa ingestão de gordura é o creme vegetal, porque a percentagem de lípidos é menor.

### página 189

1. a)  $\text{I}_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI}(\text{g})$

b)  $\text{C}\ell_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$

c)  $\text{P}_4(\text{s}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$

d)  $\text{Mg}(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

e)  $2 \text{HBr}(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaBr}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

f)  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

g)  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

h)  $2 \text{Mg}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{MgO}(\text{s})$

i)  $2 \text{Cu}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CuO}(\text{s})$

j)  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$

k)  $\text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$

l)  $\text{Cu}_2\text{S}(\text{s}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CuO}(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g})$

m)  $2 \text{Al}(\text{s}) + 3 \text{CuCl}_2(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{AlCl}_3(\text{aq}) + 3 \text{Cu}(\text{s})$

n)  $3 \text{Fe}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$

o)  $2 \text{Na}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2 \text{NaOH}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

p)  $2 \text{KClO}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{KCl}(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g})$

q)  $2 \text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g})$

r)  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$

s)  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{PbI}_2(\text{s}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$

t)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 6 \text{Cl}^-(\text{aq}) + 14 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 3 \text{Cl}_2(\text{g})$

2.1.  $m = 25 \text{ g}$

2.2.  $m = 40 \text{ g}$

2.3.  $m = 45 \text{ g}$

3.1.  $m = 71,0 \text{ g}$

3.2.  $m = 71,0 \text{ g}$

3.3.  $m = 27,0 \text{ g}$

### página 193

1.  $n = 3,5 \text{ mol}$  de  $\text{N}_2\text{O}$

2.  $n = 10,56 \text{ mol}$  de  $\text{NH}_3$

3.  $m = 184,04 \text{ g}$  de  $\text{NO}_2$

4.  $m = 50,07 \text{ g}$  de  $\text{CuO}$

5.1.  $n = 0,20 \text{ mol}$  de  $\text{CaCO}_3$

5.2.  $n = 0,20 \text{ mol}$  de  $\text{CO}_2$

5.3.  $m = 11,21 \text{ g}$  de  $\text{CaO}$

- 6.1.  $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(g)$   
 6.3.  $n = 5100 \text{ mol de } O_2$   
 6.5.  $m = 134,7 \text{ kg}$   
 7.  $m = 490,03 \text{ g de } H_2SO_4$   
 8.1.  $n = 4,50 \text{ mol de } C$   
 9.1.  $4 NH_3(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 4 NO(g) + 6 H_2O(g)$   
 9.3.  $n = 7,48 \text{ mol de } H_2O$

- 6.2.  $n = 1020 \text{ mol de } C_3H_8$   
 6.4.  $n = 4080 \text{ mol de } H_2O$   
 8.2.  $m = 60,15 \text{ g de } SiC$   
 9.2.  $n = 4,99 \text{ mol de } NH_3$   
 9.4.  $m = 149,75 \text{ g de } NO$

## página 204

- 1.1.  $Fe(s) + 2 HCl(aq) \rightarrow FeCl_2(aq) + H_2(g)$       1.2.  $Fe(s) + 2 H^+(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + H_2(g)$   
 1.3. A espécie oxidada é o ferro,  $Fe(s)$ , pelo facto de perder eletrões, e a espécie reduzida é o  $H^+$ , pelo facto de ganhar eletrões.  
 1.4. O agente redutor é o  $Fe(s)$  e o agente oxidante é o  $H^+$ .  
 2.1.  $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$   
 2.2. Não ocorreria reação entre a placa de zinco e a solução com iões de magnésio, porque, de acordo com a série eletroquímica, o magnésio tem maior poder redutor do que o zinco.  
 3.1.1.  $Cu(s)$       3.1.2.  $Ag^+(aq)$       3.1.3.  $Ag^+(aq)$       3.1.4.  $Cu(s)$   
 3.2.  $Cu(s)$       3.3.  $Ag^+(aq)$

## página 217

1. (A) V; (B) F; (C) F; (D) V.  
 2. (A) ácidas; (B) vermelha; (C) carmim; (D) incolor.  
 3. (A) F; (B) V; (C) F; (D) V.  
 4.1. Hidróxido de sódio e hidróxido de potássio.      4.2.  $HNO_3(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + H_2O(l)$   
 4.3.  $HCl(aq) + KOH(aq) \rightarrow KCl(aq) + H_2O(l)$ . O sal é o cloreto de potássio,  $KCl$ .

## página 225

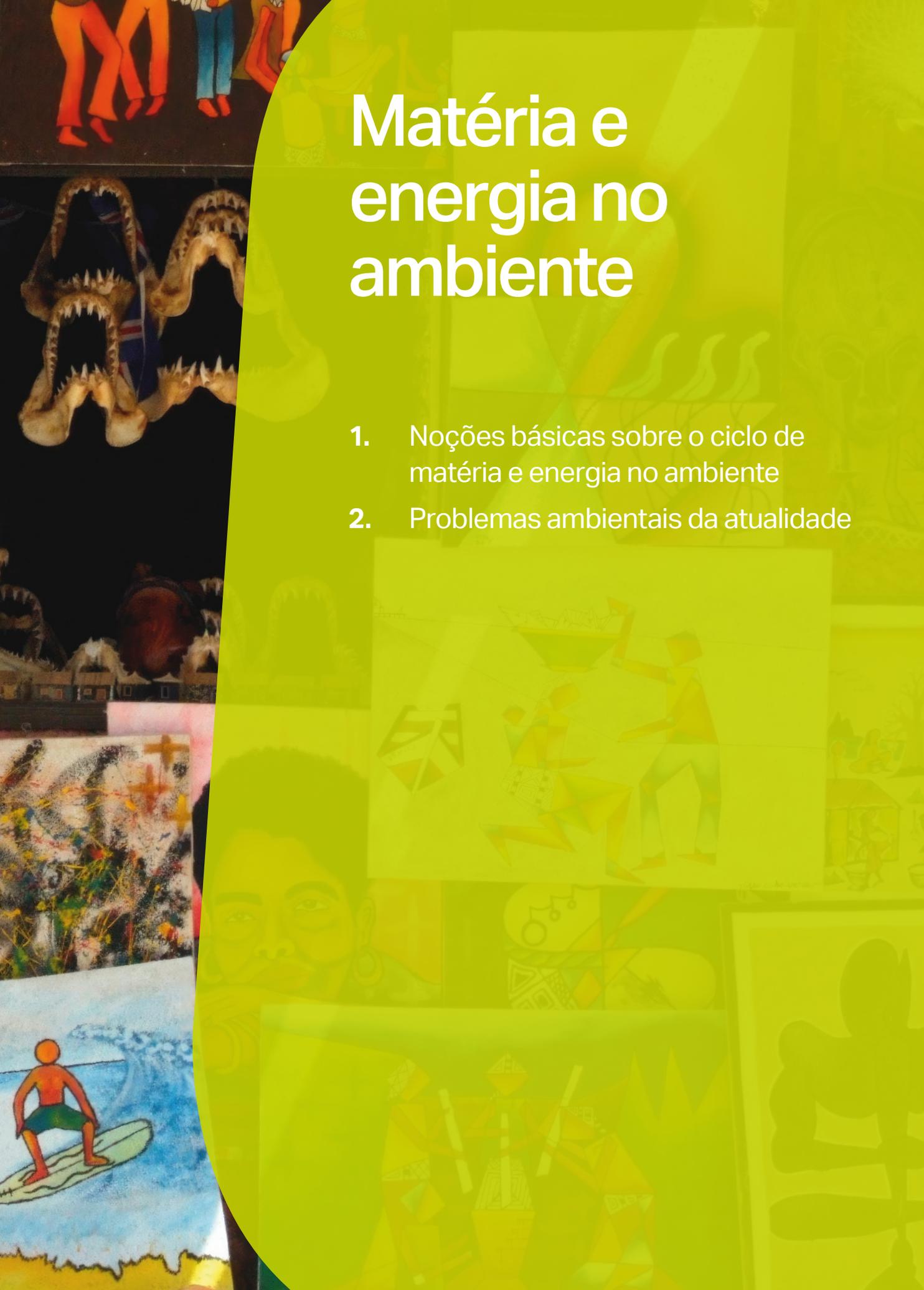
1. (A) F; (B) F; (C) V; (D) V.  
 2.1. É verdadeira, pois forma-se um sal muito pouco solúvel que precipita.  
 2.2. Precipita.  
 2.3.  $KCl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow KNO_3(aq) + AgCl(s)$   
 3.1. (A)      3.2. 7,2 g  
 4.  $s = 110 \text{ g } KNO_3 \text{ em } 100 \text{ g de água.}$   
 5.1. (B)      5.2. (B)  
 6.1. (1)  $PbCl_2$ ; (2)  $NaNO_3$ ; (3)  $CaCO_3$   
 6.2. Cloreto de chumbo, cloreto de prata e carbonato de cálcio.  
 7.1. Reações de precipitação.  
 7.2. Quando se formam sais muito pouco solúveis em água.  
 7.3. Carbonato de cálcio.  
 8. (B) e (D)

## página 232

1. (A)  
 2.1.  $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l)$       2.2. Reação de oxidação-redução.  
 2.3. (D)  
 3. Processo endoenergético.  
 4. A afirmação é falsa, pois a energia envolvida numa reação não depende apenas do número de ligações quebradas e formadas, mas também da energia necessária para destruir/formar cada uma das ligações, que, neste caso, devem ter valor diferente.  
 5. Reações fotoquímicas.  
 6.1. Fotodissociação.  
 6.2. Fotodissociação:  $N_2(g) + luz \rightarrow N(g) + N(g)$   
 Fotoionização:  $N_2(g) + luz \rightarrow N_2^+(g) + 1 e^-$   
 7. Fotodissociação.  
 8.1.  $N_2(g) \rightarrow N_2^+(g) + 1 e^-$ ;  $O_2(g) \rightarrow O_2^+(g) + 1 e^-$   
 8.2.1. Fotodissociação.      8.2.2. (C)

4





# Matéria e energia no ambiente

1. Noções básicas sobre o ciclo de matéria e energia no ambiente
2. Problemas ambientais da atualidade

# Objetivos de aprendizagem

No final deste tema deverás ser capaz de:

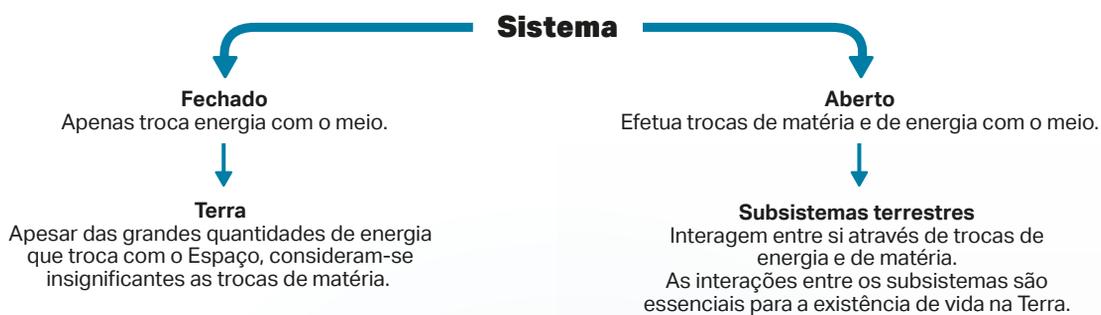
- Reconhecer que os elementos químicos, através das diversas formas (como substâncias ou misturas), circulam entre os diferentes domínios do ambiente.
- Identificar a biosfera como elemento-chave na circulação da matéria e da energia no ambiente.
- Distinguir a natureza química, física e biológica dos processos envolvidos na circulação da matéria e energia no ambiente.
- Identificar os principais processos envolvidos no ciclo da água na Natureza: evaporação, condensação e solidificação.
- Identificar a fotossíntese, a respiração celular, a decomposição, a combustão e a formação da camada de ozono como etapas do ciclo de oxigénio.
- Reconhecer a importância da fotossíntese como processo de suporte à cadeia alimentar no planeta Terra.
- Aplicar os conhecimentos sobre as propriedades e transformações de substâncias para explicar os problemas ambientais relacionados com a atividade humana.
- Compreender o conceito de poluição ambiental, estabelecendo ligação entre o carácter poluente das substâncias e os seus efeitos adversos nos ecossistemas.
- Identificar substâncias poluentes para os diferentes domínios do ambiente.
- Identificar as principais causas das mudanças climáticas.
- Analisar os efeitos das mudanças climáticas.
- Revelar sensibilidade em relação à luta contra os fatores humanos que favorecem as mudanças climáticas.
- Identificar a perda da biodiversidade e o desequilíbrio dos ecossistemas.

# 4 Matéria e energia no ambiente

## 1. Noções básicas sobre o ciclo de matéria e energia no ambiente

A Terra é um sistema fechado porque, apesar da grande quantidade de energia que troca com o Espaço, as trocas de matéria são consideradas insignificantes.

As características distintas da Terra relativamente ao Espaço envolvente, do qual está separada por uma fronteira, permitem classificá-la de **sistema**.



A Terra é um sistema complexo formado por vários subsistemas abertos em interação.

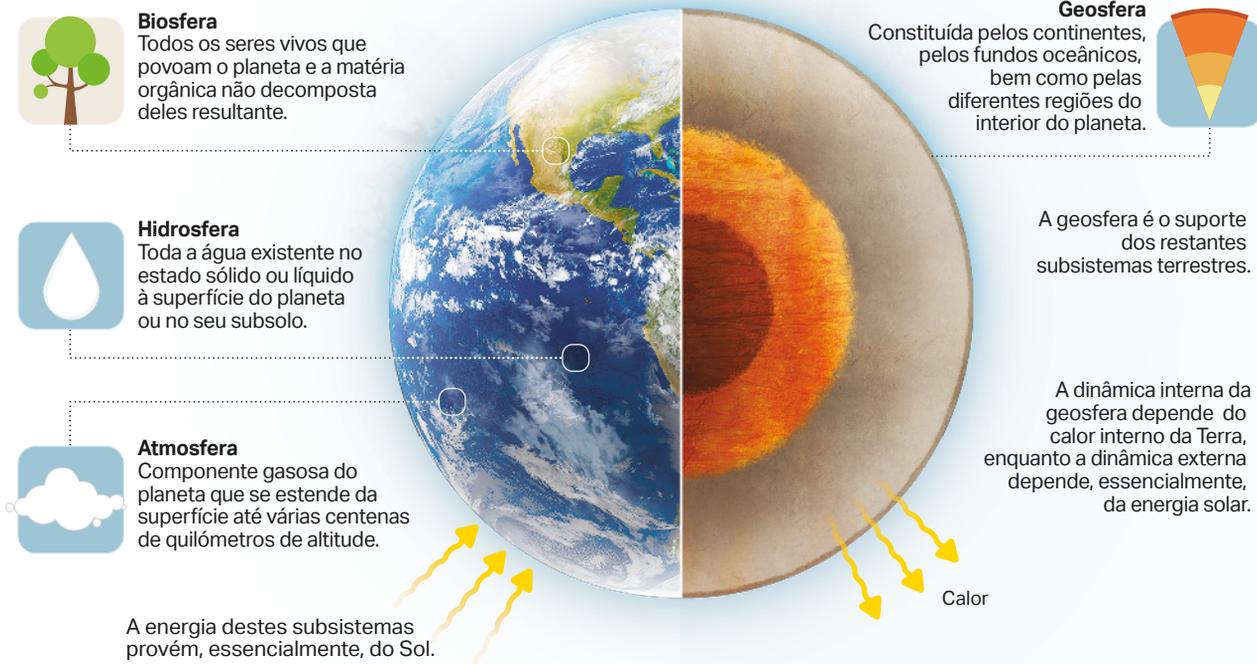
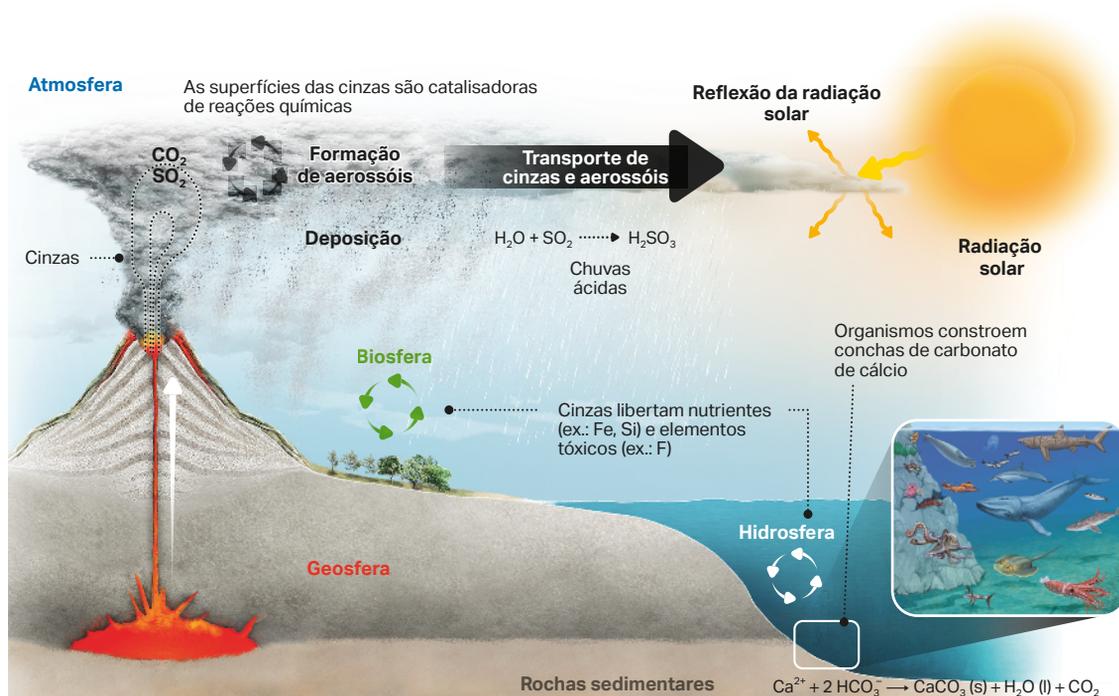


Fig. 1 Sistema Terra.

### Que interações se estabelecem durante uma erupção vulcânica?

Durante uma erupção vulcânica, ocorrem várias interações entre o magma e as rochas, entre o magma e a água, entre o magma e os gases e, ainda, entre as erupções e o meio ambiente (figura 2).

O magma contém uma variedade de gases, incluindo dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , vapor de água e dióxido de enxofre,  $\text{SO}_2$ . Durante uma erupção vulcânica, esses gases são libertados na atmosfera, o que pode afetar o clima e a qualidade do ar em áreas próximas do vulcão. As erupções vulcânicas podem afetar o meio ambiente de várias maneiras, incluindo a destruição do *habitat* natural dos seres vivos, a libertação de gases tóxicos e a mudança de padrões climáticos. As cinzas vulcânicas podem cobrir grandes áreas, afetando a agricultura e a vida animal e humana.



**Fig. 2** Impactes da atividade vulcânica nos diferentes subsistemas.

Os elementos químicos que constituem a base das moléculas, como o carbono, o oxigénio, o azoto e o hidrogénio, são essenciais para a formação das células dos seres vivos dos ecossistemas terrestres e aquáticos.

A energia tem um fluxo unidirecional na cadeia alimentar. Pelo contrário, a matéria nunca se perde, pois circula entre os produtores, consumidores e decompositores e o meio, segundo a Lei de Lavoisier.

Os processos biológicos que mantêm a matéria em circulação são a fotossíntese, a respiração celular e a alimentação.



## Ciclos de matéria

O **ciclo de matéria** representa a transferência contínua de matéria nos ecossistemas. É uma sequência de processos naturais que permite a circulação contínua e cíclica de matéria entre os seres vivos e o meio físico-químico.

Os **ciclos biogeoquímicos** referem-se aos elementos químicos que são retirados e devolvidos à biosfera de forma contínua e são exemplos de interação entre os vários subsistemas.



Fig. 3 Atividade dos seres vivos e ciclos de matéria.

## Ciclo do carbono

Na Natureza, o carbono pode existir em duas formas: **orgânica e inorgânica**.

O carbono orgânico está presente nos seres vivos ou nos seus restos e excreções.

O carbono inorgânico está presente como gás na atmosfera, dissolvido na água ou ainda como constituinte das rochas carbonatadas e minerais.

As principais fases do ciclo do carbono são (figura 4):

- **captação** do dióxido de carbono pelos organismos produtores para realizar a fotossíntese;
- **circulação** do carbono ao longo das cadeias tróficas;
- **libertação** de dióxido de carbono pela respiração celular, por todos os seres vivos, ou combustão de matéria;
- **mineralização** do carbono inorgânico nas rochas carbonatadas e do carbono orgânico presente nos fósseis.

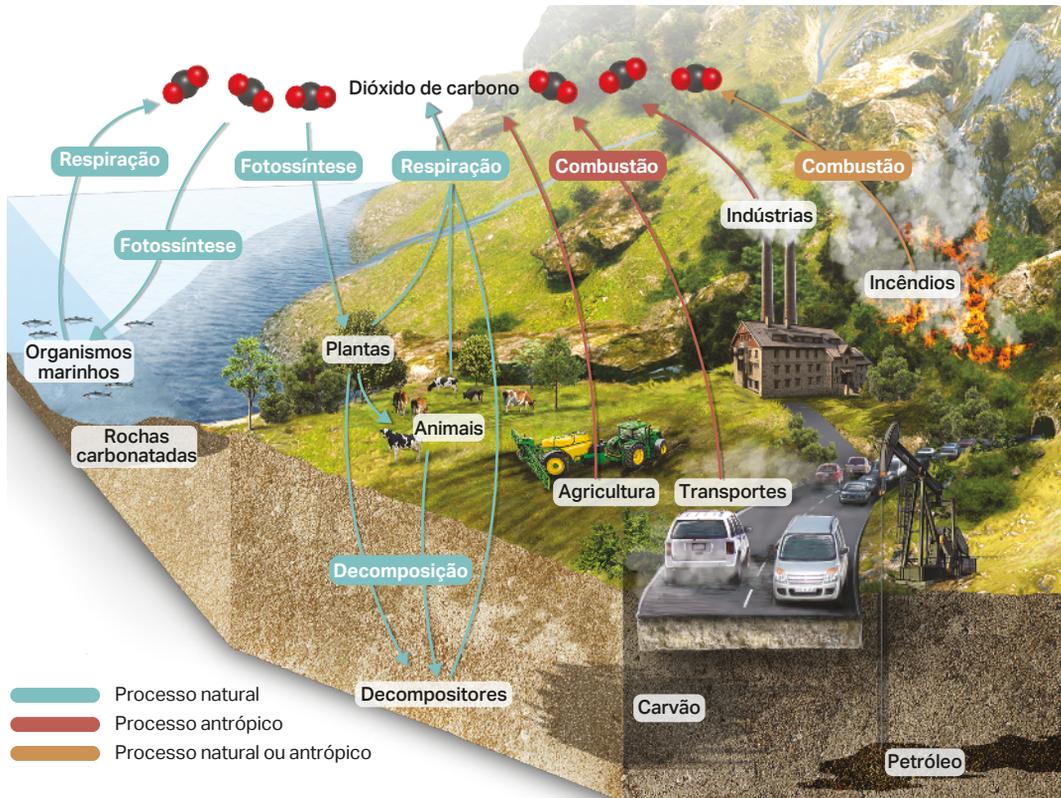


Fig. 4 Ciclo do carbono.

## Ciclo do oxigênio

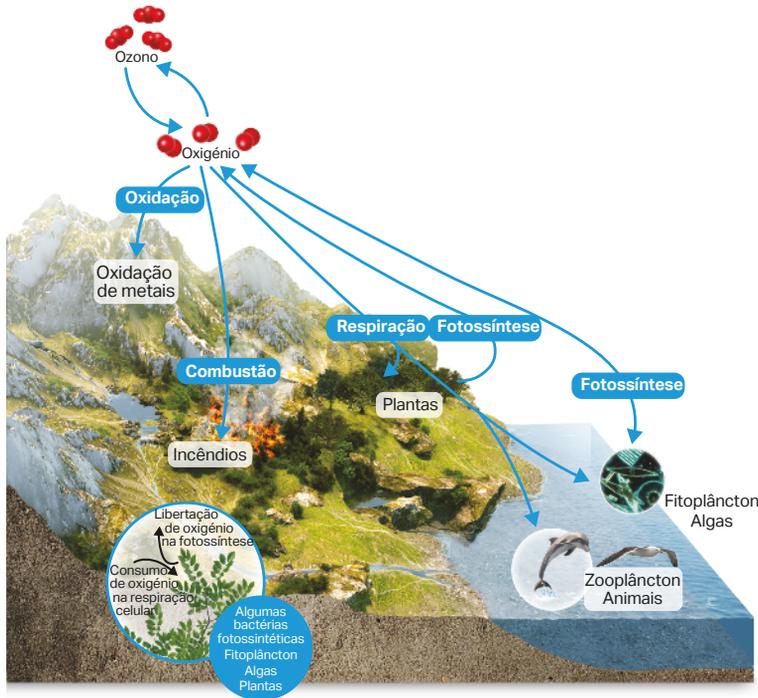
O oxigênio presente na atmosfera ou dissolvido na água é essencial para a respiração celular que ocorre nos seres vivos.

O oxigênio é importante para formar a camada de ozono.

As principais fases do ciclo do oxigênio (figura 5) são:

- **libertação** do oxigênio pelos produtores durante a fotossíntese;
- **captação** do oxigênio por todos os seres vivos para realização da respiração celular.

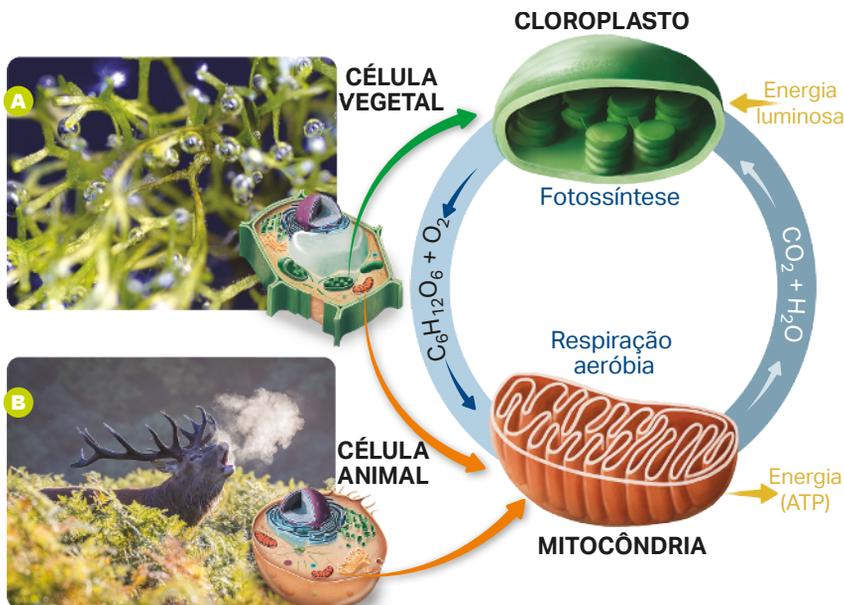
Os ciclos do carbono e do oxigênio estão relacionados por processos comuns, tais como a fotossíntese, a respiração celular, a decomposição e a combustão.



**Fig. 5** Ciclo de oxigênio.

Durante o processo de fotossíntese, os organismos autotróficos retiram CO<sub>2</sub> do ambiente e libertam oxigênio (O<sub>2</sub>) proveniente da quebra da molécula da água, com intervenção de energia luminosa. No final do processo é produzida matéria orgânica a partir da molécula de CO<sub>2</sub>.

Como se pode observar na figura 4, a combustão de matéria orgânica consome O<sub>2</sub> da atmosfera e liberta CO<sub>2</sub> para a atmosfera (figura 5). Deste modo, os processos de fotossíntese e respiração celular (figura 6) envolvidos nestes ciclos são processos complementares.



**Fig. 6** (A) Libertação de O<sub>2</sub> durante a realização da fotossíntese numa alga verde. (B) Os seres vivos utilizam O<sub>2</sub> na respiração celular e libertam CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O e energia.

## Ciclo da água

O ciclo da água também é conhecido como ciclo hidrológico e representa o movimento contínuo da água nos diferentes subsistemas da Terra.

A água é um elemento importante em qualquer ecossistema.



**Fig. 7** Ciclo da água.

As principais fases do ciclo da água (figura 7) são:

- **evaporação e evapotranspiração** – devido ao calor do sol a água evapora para atmosfera;
- **precipitação** – pela condensação do vapor de água na atmosfera, a água cai sob a forma de chuva ou neve ou granizo, por solidificação;
- **escorrência** – a água escorre ao longo da superfície terrestre ou infiltra-se no solo.

As atividades dos seres vivos, como a **alimentação**, a **fotossíntese** e a **respiração** celular, interferem nos **ciclos de matéria**, promovendo a sua reciclagem nos ecossistemas. Conhecer e compreender as diferentes etapas dos ciclos de matéria, nomeadamente o ciclo da **água**, do **carbono** e do **oxigênio**, permite avaliar o modo com as **ações humanas** interferem nesses processos e afetam os ecossistemas.

## 2. Problemas ambientais da atualidade

Ao longo da História da Terra verificaram-se várias perturbações de origem natural que alteraram os ecossistemas. Contudo, estes adaptaram-se de modo a voltar ao seu equilíbrio dinâmico.

Os sismos, os vulcões, as erupções vulcânicas e a queda de meteoritos são exemplos de catástrofes naturais.

Os furacões, as secas e as invasões biológicas são exemplos de fenómenos naturais que são amplificados pela ação do ser humano (ação antrópica). A poluição, a desflorestação e a sobre-exploração dos recursos naturais são exemplos de ações humanas que levaram a alterações do ambiente, da biodiversidade e até à extinção de espécies.

A atmosfera é o principal regulador do clima. Para esta função, é importante destacar o efeito de estufa gerado pela presença de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) e outros gases na atmosfera, que são responsáveis pela temperatura amena que torna viável a vida no planeta Terra.

A camada de ozono (O<sub>3</sub>) na atmosfera absorve grande parte da radiação ultravioleta prejudicial aos seres vivos. Sem a camada de ozono não poderia haver vida na Terra. A radiação UV, menos energética, incide na Terra, prejudicando os seres vivos, ao contrário das radiações UV mais energéticas, que são filtradas pela camada de ozono.

### Poluição dos ecossistemas

O desenvolvimento das sociedades mais recentes tem ocorrido, em muitos locais, de forma desordenada e com elevados custos associados à degradação ambiental.

O ser humano tem libertado, para o ambiente, materiais que, pelas suas características ou quantidade, não são decompostos. Estes materiais alteram, de forma indesejável, as características físicas, biológicas ou químicas dos vários subsistemas terrestres e são capazes de prejudicar a qualidade do ambiente e, conseqüentemente, a saúde humana.

Define-se **poluição** como a introdução de substâncias de origem antrópica no ambiente capazes de provocar um efeito negativo no seu equilíbrio, causando, assim, danos aos ecossistemas e deteriorando a saúde humana.

Os **poluentes** podem ser **biodegradáveis**, ou seja, são decompostos por processos naturais, ou **não biodegradáveis**, permanecendo na Natureza por muito tempo (figura 8).

Em ecossistemas contaminados pode verificar-se a **bioacumulação** e a **bioamplificação** nos seres vivos que dele fazem parte.

A **bioacumulação** é o aumento da concentração de compostos químicos nos organismos que habitam ambientes contaminados.

A **bioampliação** é o aumento da concentração de moléculas tóxicas ao longo da cadeia alimentar.



**Fig. 8** Circulação de poluentes nos subsistemas terrestres.

A poluição tanto ocorre na água como na atmosfera.

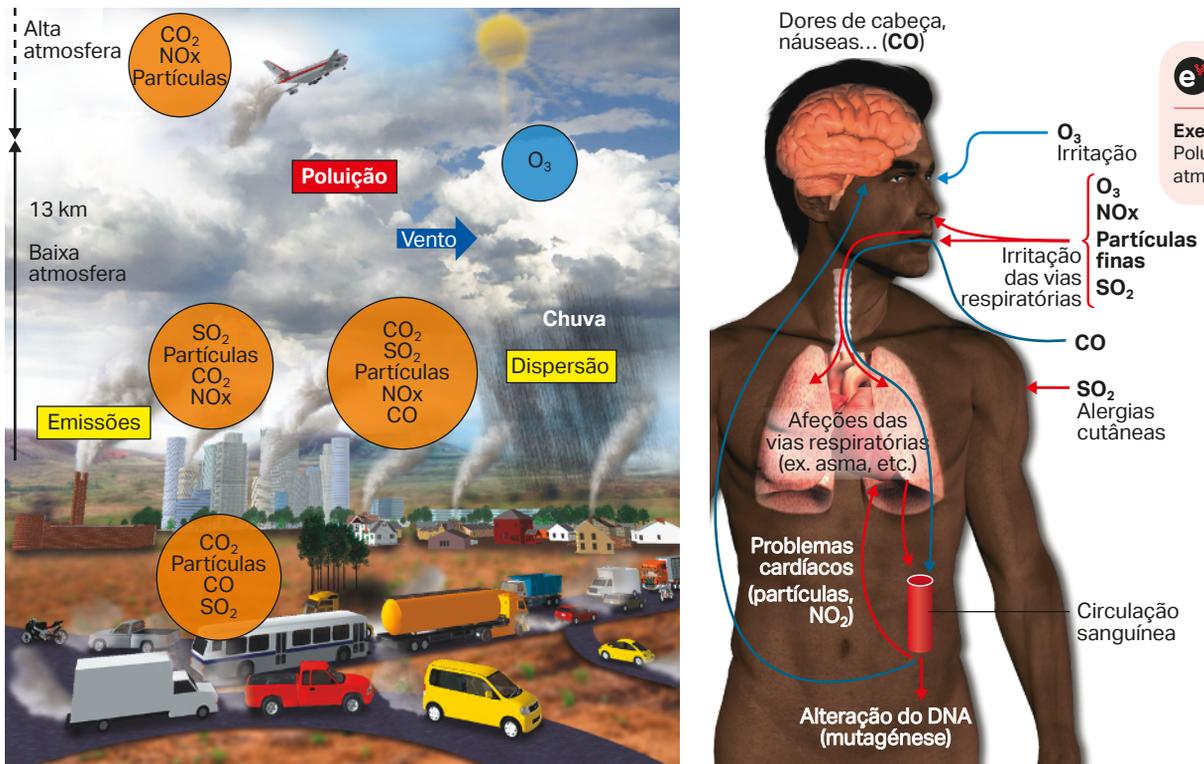
A **água potável** é um bem essencial para a sobrevivência do ser humano.

O aumento da população humana requer grandes quantidades de água potável. Contudo, o mesmo aumento da população leva ao consumo de grandes quantidades de substâncias químicas, como detergentes e pesticidas, ou ao recurso a fertilizantes industriais ricos em fósforo e azoto, nas práticas agrícolas. Todas estas substâncias vão contribuir para níveis crescentes da poluição da água, o que diminui a quantidade de água potável disponível para consumo humano.

Uma forma encontrada para minimizar estes problemas consiste no tratamento eficiente das águas residuais antes de estas serem libertadas para o meio ambiente.

A poluição da atmosfera, que provoca o aumento do efeito de estufa, as chuvas ácidas e a destruição da camada do ozono, bem como a poluição da água e do solo, resultam da intervenção humana sobre o ambiente e afetam o equilíbrio dos ecossistemas.

A **atmosfera** também tem sofrido alterações devido à ação humana, com consequências graves ao nível dos ecossistemas e da saúde humana (figura 9).



**Fig. 9** Fontes de poluição atmosférica e principais efeitos na saúde humana.

As consequências mais visíveis da alteração atmosférica são o aumento do efeito de estufa, a degradação da camada de ozono e as chuvas ácidas.

As chuvas ácidas são formadas a partir da reação química entre o vapor de água e o dióxido de carbono e compostos de azoto e enxofre, provenientes da atividade humana, que são libertados para a atmosfera. Considera-se chuva ácida quando o seu pH é inferior a 5,6.

As chuvas ácidas alteram o pH dos solos, provocando enormes perdas de produtividade agrícola, e as águas, levando à morte de organismos nesses locais. A água demasiado ácida não pode ser utilizada para abastecimento das populações.

A poluição das águas e dos solos pode levar à contaminação dos alimentos.

Os alimentos, incluindo a água, podem ser contaminados por metais pesados, como o chumbo, o cádmio e o mercúrio, ou ainda por PCB (bifenilos policlorados).

Também o património edificado em zonas industrializadas tem vindo a ser afetado, nomeadamente em cidades como, por exemplo, Atenas e Roma. Alguns monumentos têm experimentado uma série de agressões consideradas irreparáveis, resultantes das chuvas ácidas. No caso dos monumentos atenienses, estes degradaram-se mais nos últimos quarenta anos do que nos dois mil anos anteriores.

## Alterações climáticas

O efeito de estufa é um processo natural e conveniente para que a Terra tenha temperaturas que permitam a sobrevivência dos seres vivos. O aumento deste efeito (figura 10) é conhecido por aquecimento global e afeta o clima em todo o planeta.

As **alterações climáticas** são transformações a longo prazo nos padrões de temperatura e clima.

Manual Digital

Vídeo  
Alterações climáticas e a poluição do ar

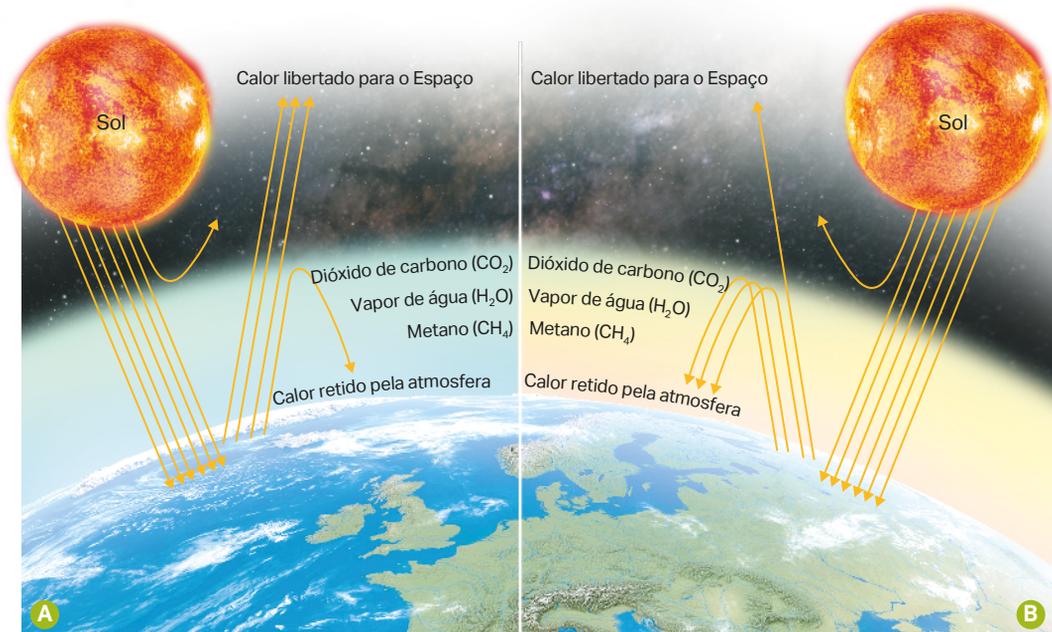


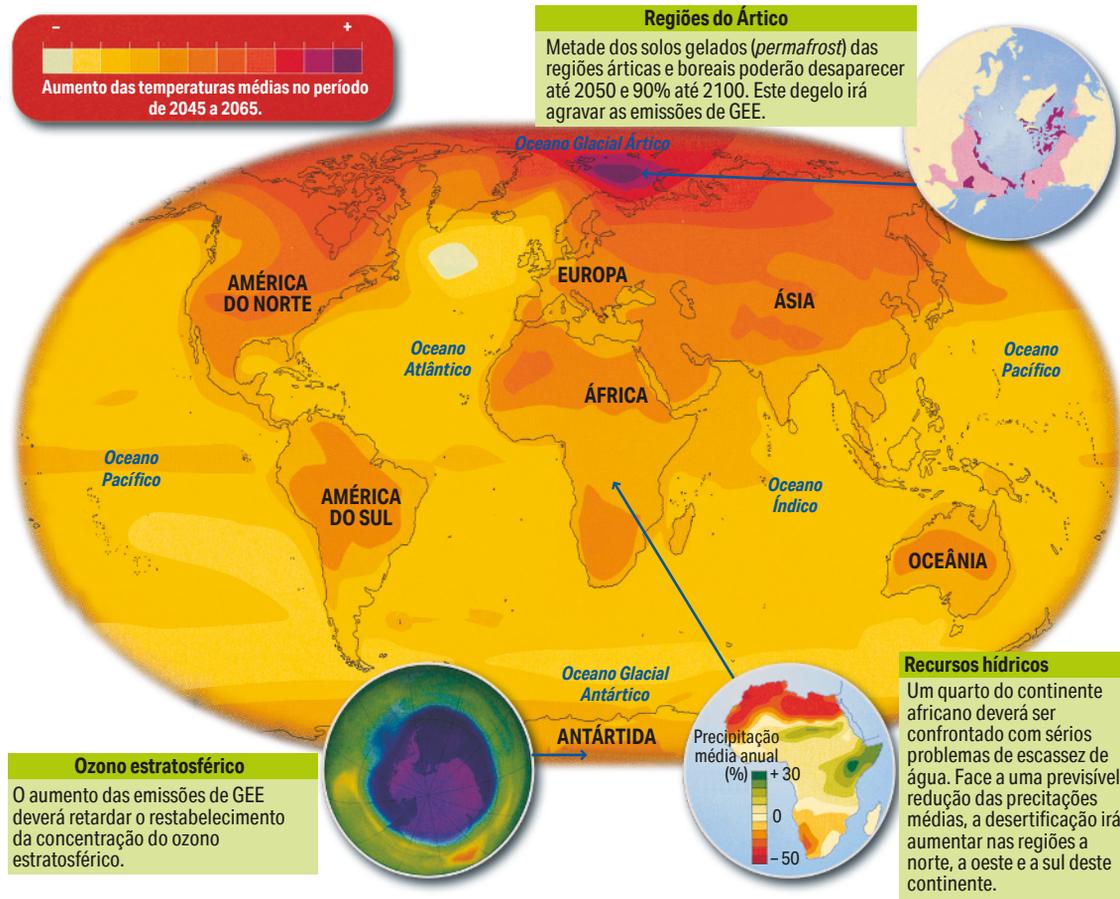
Fig. 10 Efeito de estufa (A) natural e (B) aumentado pela ação humana.

A atividade humana, nomeadamente, a produção de alimentos e outros materiais, uso de transporte movíveis a combustíveis fósseis, produção de energia a partir de combustíveis fósseis, desflorestação e o excesso de consumo, tem contribuído para um aumento significativo na atmosfera de certos gases que potenciam o agravamento do efeito de estufa. Estes gases, coletivamente designados por "gases com efeito de estufa" (ou GEE), são, principalmente, o dióxido de carbono e o metano.

O aumento da temperatura global tem consequências muito graves, de que é exemplo o degelo das calotas polares, o que, por sua vez, provoca o aumento do nível médio da água dos oceanos. Os oceanos absorvem a maior parte do calor gerado pelo aquecimento global, o que explica o aumento da taxa de aquecimento dos oceanos nas duas últimas décadas, em todas as profundidades. Estas ações podem fazer com que várias espécies desapareçam do planeta, levando ao desequilíbrio dos ecossistemas continentais e marinhos, o que se traduziu numa diminuição da biodiversidade.

Verificam-se também tempestades mais severas, secas e mais riscos para a saúde.

As últimas investigações científicas fazem previsões catastróficas para o planeta, conforme se observa na figura 11.



**Fig. 11** Previsão de algumas consequências resultantes das alterações climáticas.

Os nossos estilos de vida têm tido um profundo impacto no nosso planeta.

Tendo em conta os impactos ambientais negativos surge a necessidade da tomada de iniciativas, tendo em vista soluções para mitigar os efeitos negativos do modelo de desenvolvimento seguido até ao presente e promover o desenvolvimento sustentável.

O **desenvolvimento sustentável** é aquele que atende às necessidades das pessoas na atualidade sem colocar em causa as necessidades das gerações futuras.

Para tentar reverter ou minimizar o processo, a ONU (Organização das Nações Unidas) definiu 17 objetivos que os países devem cumprir para que possamos viver num ambiente mais sustentável.

O ODS13 está relacionado com a ação climática, e podes pesquisá-lo no respetivo *site*.



## Exercícios resolvidos

- 1 Lê atentamente o texto que se segue.

### Salinas de Pedra de Lume

Salinas de Pedra de Lume, situada na parte NE da ilha do Sal, com uma área de 40 hectares, é um local excepcional formado na cratera de um vulcão extinto a 39 metros acima do nível do mar e 1500 metros de uma enseada abrigada. Em tempos, a cratera esteve em contacto com o mar pelo seu lado norte, por canais naturais, possibilitando a infiltração da água que, devido à evaporação, deixou um depósito de sal-gema calculado em mais de cinquenta milhões de toneladas.

Baseado em <https://ipc.cv/monumento-e-sitio/salinas-de-pedra-de-lume-patrimonio-nacional/> (consultado em junho de 2023)

- 1.1. Identifica o recurso natural que existe nas salinas de Pedra de Lume.  
1.2. Indica as etapas do ciclo da água referidas no texto.

- 2 Refere dois impactes das atividades humanas na qualidade do ar.

### Resolução:

- 1
- 1.1. O recurso natural que existe nas salinas de Pedra de Lume é o sal-gema.  
1.2. As etapas do ciclo da água referidas no texto são a evaporação e a escorrência.
- 2 Dois impactes das atividades humanas na qualidade do ar são o agravamento do efeito de estufa e as chuvas ácidas.

## Síntese de conteúdos

- Um **sistema aberto** é o que efetua trocas de matéria e de energia com o meio.
- Um **sistema fechado** é o que apenas troca energia com o meio.
- O **ciclo de matéria** é a sequência de processos naturais que permite a circulação contínua e cíclica de matéria entre os seres vivos e o meio físico-químico.

- Os ciclos biogeoquímicos referem-se aos elementos químicos que são retirados e devolvidos à biosfera de forma contínua e são exemplos de interação entre os vários subsistemas.
- As principais fases do **ciclo de carbono** são:
  - captação do dióxido de carbono pelos produtores para realizar a fotossíntese;
  - circulação do carbono ao longo das cadeias tróficas;
  - libertação de dióxido de carbono: pela respiração celular por todos os seres vivos ou combustão de matéria.
- As principais fases do **ciclo do oxigénio** são:
  - libertação do oxigénio pelos produtores durante a fotossíntese;
  - captação do oxigénio por todos os seres vivos para realização da respiração celular.
- As principais fases do **ciclo da água** são:
  - evaporação – devido ao calor do Sol, a água evapora para atmosfera;
  - precipitação – pela condensação do vapor de água na atmosfera, caindo sob a forma de chuva, neve ou granizo;
  - escorrência – a água escorre ao longo da superfície terrestre – infiltra-se no solo.
- Os sismos, os vulcões e a queda de meteoritos são exemplos de catástrofes naturais.
- Os furacões, as secas e as invasões biológicas são exemplos de fenómenos naturais que são amplificados pela ação do ser humano (ação antrópica).
- A **poluição** é a introdução de substâncias de origem antrópica no ambiente capazes de prejudicar, provocando um efeito negativo no seu equilíbrio e causando, assim, danos aos ecossistemas, incluindo a saúde humana.
- Os poluentes podem ser considerados biodegradáveis, ou seja, são decompostos por processos naturais, ou não biodegradáveis, permanecendo na Natureza por muito tempo.
- A **água potável** é um bem essencial para a sobrevivência do ser humano.
- As consequências mais visíveis na alteração atmosférica são o aumento do efeito de estufa, a degradação da camada de ozono e as chuvas ácidas.
- As alterações climáticas são transformações a longo prazo nos padrões de temperatura e clima.
- O desenvolvimento sustentável é o desenvolvimento que atende às necessidades das pessoas na atualidade sem que se coloque em causa as necessidades das gerações futuras.

## Exercícios de aplicação

### 1 Lê a seguinte notícia e consulta a figura 2.

De acordo com um comunicado divulgado ontem, dia 12 de fevereiro, pela Universidade de Cabo Verde, a erupção do vulcão do Fogo, iniciada em 23 de novembro de 2014, terminou no dia 8 deste mês, após 77 dias de atividade. A equipa científica do Observatório Vulcanológico de Cabo Verde (OVCV) assegura que há quatro dias que não se regista qualquer emissão de gases ou de produtos vulcânicos.

A erupção vulcânica, uma das três registadas no interior da caldeira nos últimos 63 anos (1951, 1995 e 2014/2015), destruiu Portela e Bangaeira, os dois povoados de Chã das Caldeiras, obrigando à evacuação de cerca de 1500 habitantes. A lava destruiu também um pequeno casal no Ilhéu de Losna, uma extensa área de cultivo e infraestruturas económicas, sociais e turísticas locais, prejuízos estimados pelo Governo cabo-verdiano em cerca de 45 milhões de euros.

Baseado em <http://www.ivar.azores.gov.pt/noticias/Paginas/20150213-Fogo-Cabo-Verde.aspx> (consultado em junho de 2023)

**1.1.** Identifica, a partir da notícia ou da figura 2, um elemento pertencente a cada um dos subsistemas terrestres.

**1.2.** Na erupção do Fogo é possível identificar interações entre os subsistemas terrestres. Refere um exemplo da notícia para a interação entre a geosfera e a:

**1.2.1.** atmosfera;

**1.2.2.** hidrosfera.

**1.3.** Dá um exemplo de um processo:

**1.3.1.** físico;

**1.3.2.** químico;

**1.3.3.** biológico.

### 2 Considera a seguinte cadeia alimentar. Completa a tabela.

	Fitoplâncton	Zooplâncton	Arenque	Atum
Fonte de energia			Energia química com origem no zooplâncton	
Fonte de carbono	Inorgânica, dióxido de carbono			Orgânica, com origem no arenque
Nível trófico		Consumidor de 1. <sup>a</sup> ordem		

- 3 Indica o processo biológico durante o qual os produtores fixam o dióxido de carbono.
- 4 Refere o processo biológico pelo qual a biosfera liberta o CO<sub>2</sub> para a atmosfera.
- 5 Explica de que modo as cinzas vulcânicas podem ser benéficas para os ecossistemas terrestres e aquáticos.
- 6 Os músculos da barbatana do atum apresentam na sua constituição proteínas, e estas têm na sua composição carbono, azoto, oxigénio e hidrogénio. De que modo o carbono entrou na constituição do atum?
- 7 Lê atentamente o seguinte texto:

Do ponto de vista climático, o arquipélago de Cabo Verde situa-se numa vasta zona de clima árido e semiárido, que atravessa a África desde o Atlântico ao mar Vermelho e se prolonga pela Ásia.

À semelhança dos outros países sahelianos, Cabo Verde manifesta duas estações distintas: estação seca e estação húmida. O período de chuvas dura, em média de 15 a 25 dias, nas áreas áridas, e de 45 a 55 dias, nas semiáridas. As precipitações anuais no arquipélago são, na generalidade, fracas, com valores médios que não ultrapassam 300 mm para as zonas situadas abaixo de 400 m de altitude e 700 mm para as zonas situadas a mais de 500 m de altitude e expostas aos ventos alísios (INGRH, 2000). Contudo, as ilhas mais aplanadas podem registar precipitações anuais inferiores a 250 mm, sendo, portanto, enquadráveis no clima árido. Apesar dos reduzidos valores médios anuais das precipitações, nos anos mais húmidos são comuns as chuvas torrenciais, concentradas em apenas algumas horas. Devido aos declives das encostas, as chuvadas torrenciais originam grande escoamento e erosão significativa.

Assim, apesar de rodeado por água, Cabo Verde sofre de carência de água. Na verdade, essa carência é de água de qualidade, com baixo teor em sais, adequada para o consumo humano e agricultura. Pode dizer-se que a dependência centenária das águas subterrâneas está a diminuir gradualmente, à medida que diminuem as suas disponibilidades e se vai degradando a sua qualidade. Esta situação levou a que se tenha recorrido a novas formas de obter da água, caso da dessalinização da água do mar, e que se tenha intensificado a captação das águas superficiais.

Baseado em Shahidian, S., Serralheiro, R., Serrano, J., Sousa, A. (2014). O desafio dos recursos hídricos em Cabo Verde, in Francisco Cardoso Pinto (Ed.), *Cabo Verde – Agronomia e Recursos Naturais*

Em Cabo Verde, são várias as características que contribuem para a carência de água observada, refere aquelas que

- 7.1. têm origem natural;
- 7.2. foram potenciadas pelo ser humano.

- 8 Estabelece uma relação de causa-efeito entre o aumento dos GEE e a carência de água.
- 9 Lê atentamente os textos que se seguem, relativos a medidas de mitigação em Cabo Verde.

### Medidas de mitigação

Em Santiago, e particularmente no município de Santa Cruz, os principais motivos que impulsionam a utilização das águas residuais tratadas é a escassez da água, causada pela baixa precipitação, pela poluição das origens de água subterrânea, pela fraca capacidade económica do país para investir massivamente na produção de água de origens alternativas, como a dessalinização da água do mar.

Baseado em <https://www.repository.utl.pt/bitstream/10400.5/3921/1/Tese%20-%20Larissa%2018.072011.pdf>  
(consultado em junho de 2023)

### Dessalinização da água do mar utilizando a energia solar

Na pequena comunidade rural da ilha de São Vicente, na vila piscatória de Salamansa, há graves problemas com a disponibilidade de água potável. No entanto, a proximidade do mar e a disponibilidade de energia solar sugerem a dessalinização como processo para mitigar (atenuar/resolver) a falta de água.

Baseado em <http://www.portaldoconhecimento.gov.cv/handle/10961/4061>  
(consultado em junho de 2023)

- 9.1. Refere as medidas de mitigação que tentam resolver os problemas de água potável nas localidades de Santiago e Salamansa.
- 9.2. Explora a tua localidade e verifica se existem problemas similares. Em caso afirmativo, indica se já foram tomadas algumas medidas para resolver o mesmo problema.

- 10 Identifica, justificando, o ciclo de matéria afetado pelo degelo do Ártico.

## TEMA 4

### página 252

- 1.1. Biosfera – habitantes (pessoas) / peixes; Hidrosfera – água; Geosfera – rochas sedimentares; Atmosfera – gases.
  - 1.2.1. O vulcão liberta CO<sub>2</sub> para a atmosfera.
  - 1.2.2. O vulcão liberta cinzas que são depositadas na água.
  - 1.3.1. Deposição.
  - 1.3.2. Formação de ácido carbónico, chuvas ácidas.
  - 1.3.3. Fotossíntese/Respiração celular.
- 2.

	Fitoplâncton	Zooplâncton	Arenque	Atum
Fonte de energia	Energia solar/ radiação solar	Energia Química proveniente do fitoplâncton	Energia Química com origem no zooplâncton	Energia Química com origem no arenque
Fonte de carbono	Inorgânica, dióxido de carbono	Orgânica, com origem no fitoplâncton	Orgânica, com origem no zooplâncton	Orgânica, com origem no arenque
Nível trófico	Produtor	Consumidor de 1. <sup>a</sup> ordem	Consumidor de 2. <sup>a</sup> ordem	Consumidor de 3. <sup>a</sup> ordem

3. Fotossíntese.
4. Respiração celular.
5. As cinzas podem servir de nutrientes aos produtores para produzirem matéria orgânica durante a fotossíntese.
6. Através da alimentação, o C foi fixado pelo fitoplâncton, que serviu de alimento ao zooplâncton. Este foi alimento do arenque até chegar ao atum, passando o C ao longo da cadeia trófica.
- 7.1. Clima árido e semiárido; baixa pluviosidade/seca; solos vulcânicos com pouca capacidade de retenção; elevada inclinação, que leva à escorrência.
- 7.2. Aumento da população, desenvolvimento urbanístico; crescimento das necessidades de água para rega, turismo e indústria.
8. Com o aumento dos GEE, nomeadamente com o dióxido de carbono proveniente da queima de combustíveis fósseis, agrava-se o efeito de estufa. Portanto, as alterações climáticas, que em Cabo Verde se traduzem pela diminuição da pluviosidade, dão origem a períodos de seca.
- 9.1. Utilização de águas residuais tratadas e dessalinização da água do mar.
- 9.2. (Resposta aberta)
10. Ciclo da água: aumenta a evaporação, a precipitação e a escorrência, bem como o volume de água nos oceanos.



---

## **Físico-Química 9.º ano**

**Criação Intelectual**  
Rui Magalhães

**Revisão científica**  
Universidade  
de Cabo Verde

**Design**  
Porto Editora

**Créditos fotográficos**  
Shutterstock.com  
Porto Editora

**Edição**  
2023

# Cabo Verde



Brasão



Bandeira



## Hino Nacional

### Cântico da Liberdade

Canta, irmão  
Canta, meu irmão  
Que a liberdade é hino  
E o homem a certeza.

Com dignidade, enterra a semente  
No pó da ilha nua;  
No despenhadeiro da vida  
A esperança é do tamanho do mar  
Que nos abraça,  
Sentinela de mares e ventos  
Perseverantes  
Entre estrelas e o Atlântico  
Entoa o cântico da liberdade.

Canta, irmão  
Canta, meu irmão  
Que a liberdade é hino  
E o homem a certeza!